

# ANALOGIA NO ENSINO DE OXIDAÇÃO – REDUÇÃO

Lindinalva Nunes Sirqueira

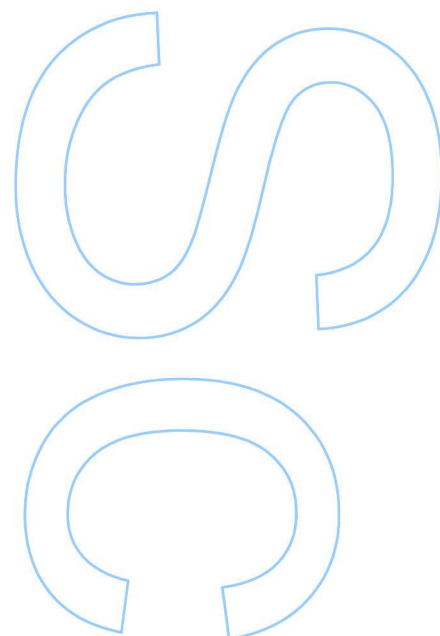
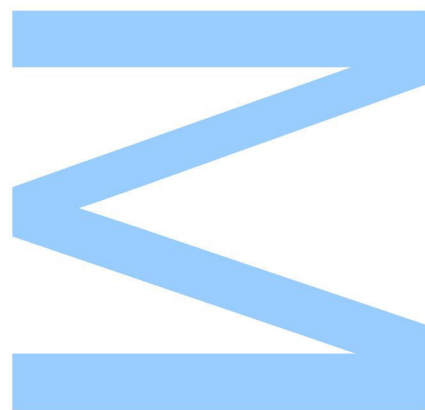
Mestrado em Física e Química em Contexto Escolar

Departamento de Química

2018

**Orientador**

Professor Doutor João Carlos de Matos Paiva, Professor Associado, FCUP

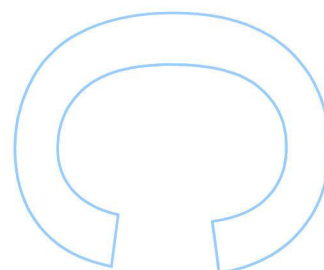
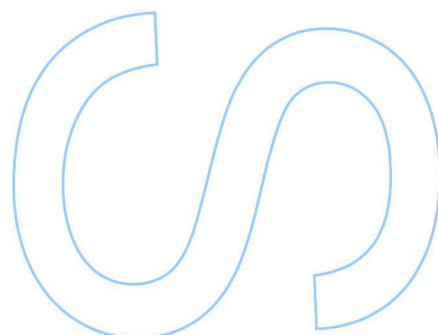
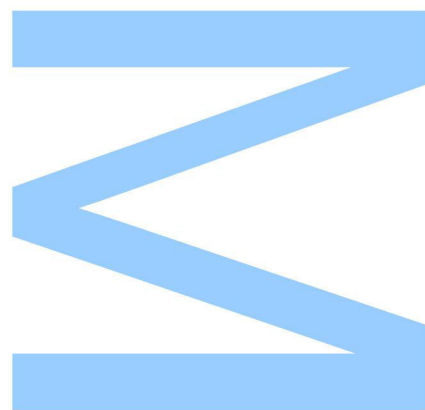




Todas as correções determinadas pelo júri, e só essas, foram efetuadas.

O Presidente do Júri,

Porto, \_\_\_\_/\_\_\_\_/\_\_\_\_



# **FACULDADE DE CIÊNCIAS DA UNIVERSIDADE DO PORTO**

Departamento de química



## **ANALOGIA NO ENSINO DE OXIDAÇÃO - REDUÇÃO**

LINDINALVA NUNES SIRQUEIRA

Porto, Setembro de 2018

**FACULDADE DE CIÊNCIAS DA UNIVERSIDADE DO PORTO**

Departamento de Química



Lindinalva Nunes Sirqueira

**ANALOGIA NO ENSINO DE OXIDAÇÃO – REDUÇÃO**

*Dissertação submetida para satisfação parcial dos requisitos do grau de mestre em Física e Química em Contexto Escolar.*

ORIENTADOR: PROFESSOR JOÃO CARLOS DE MATOS PAIVA;

MESTRADO EM FÍSICA E QUÍMICA EM CONTEXTO ESCOLAR

FACULDADE DE CIÊNCIAS DA UNIVERSIDADE DO PORTO

Porto, Setembro de 2018

## **AGRADECIMENTOS**

Gostaria de expressar os meus sinceros agradecimentos:

Agradeço a Deus, primeiramente, pela grande oportunidade de cursar este mestrado e pelas tantas coisas boas que me concedeu ao longo deste curso e na vida.

Ao Professor Doutor João Carlos de Matos Paiva, orientador desta tese, pelo encorajador acompanhamento, pela compreensão, pela sua disponibilidade, pela ajuda prestada na leitura e revisão do texto e nas sugestões apresentadas durante o curso.

Ao Professor Doutor Emerich Michel Sousa, pela ajuda imprescindível na fase inicial deste projeto.

A todos os professores deste mestrado, pelo esforço que desempenharam ao longo do curso.

E à minha família, principalmente minha irmã Lindinei Nunes Sirqueira, pela compreensão e por todo o apoio prestado durante a realização deste trabalho, o meu agradecimento em especial. Sem a sua ajuda, nada disso teria sido possível

# LISTA DE ABREVIATURAS

**C.A:** concepção alternativa

**TWA:** Teaching With Analogies

**PCN:** Parâmetros Curriculares Nacionais

**DCNM:** Diretrizes Curriculares Nacionais o Ensino Médio

**PCQ:** Parâmetros Curriculares de Química

# Resumo

Neste trabalho aborda-se a oxidação-redução no processo de ensino-aprendizagem de Química.

Apresenta-se uma revisão de literatura sobre o tema e são apresentadas algumas concepções alternativas geradas no processo de ensino-aprendizagem. De seguida, apontamos a importância do papel pedagógico das analogias como metodologia alternativa de ensino e também da possibilidade do surgimento de concepções alternativas, quando mal abordada em sala de aula.

Este trabalho apresenta uma nova proposta de ensino de oxidação-redução, através da analogia desenvolvida “baralho químico”. Utilizamos um jogo de baralho adaptado para o tema, constituído por um conjunto de cartas e regras, abordando a oxidação-redução.

O estudo foi desenvolvido com o apoio e sugestões de alguns professores do ensino público em Portugal, através de uma entrevista semiestruturada, individual orientada por um guião, após a apresentação das regras e do “baralho químico”.

Este trabalho qualitativo pretendeu lançar uma “nova analogia para o ensino de oxidação-redução” para os alunos do 11º ano em Portugal e do 2º ano no Brasil.

Os resultados das entrevistas com os professores, revelaram que feitas algumas adaptações nas regras e nas cartas, a analogia poderá ser aplicada em sala de aula como uma nova metodologia de ensino para oxidação-redução.

No final é feita uma análise autocrítica da analogia desenvolvida, apresentadas as adaptações nas regras e nas cartas para melhorar a compreensão das regras e facilitar a compreensão do jogo.

**Palavra Chave:** Analogia Oxidação-Redução, Química, Professores de Física - Química, Portugal

# Abstract

In this work the oxidation-reduction in the teaching-learning process of Chemistry is approached.

A review of the literature on the subject is presented and some alternative concepts generated in the teaching-learning process are presented. Next, we point out the importance of the pedagogical role of analogies as an alternative methodology of teaching and also of the possibility of the emergence of alternative conceptions, when poorly addressed in the classroom.

This work presents a new proposal of teaching of oxidation-reduction, through the analogy developed "chemical deck". We use a deck game adapted to the theme, consisting of a set of cards and rules, addressing oxidation-reduction.

The study was developed with the support and suggestions of some teachers of public education in Portugal, through a semi-structured interview, individual guided by a script, after the presentation of the rules and the "chemical deck

This qualitative work intends to launch a "new analogy for the teaching of oxidation-reduction" for the students of the 11th year in Portugal and the 2nd year in Brazil.

The results of the interviews as the teachers revealed that some adjustments were made in the rules and in the letters, the analogy could be applied in the classroom as a new teaching methodology for oxidation-reduction.

In the end, a self-critical analysis of the developed analogy is made, adapting the rules and the cards to improve understanding of the rules and facilitate the understanding of the game.

**Keyword:** Oxidation-Reduction Analogy, Chemistry, Physics Teachers - Chemistry, Portugal



# Índice

1. Introdução .....	14
1.1.Introdução .....	14
2. Revisão de literatura .....	17
2.1.Introdução .....	17
2.2.Oxidação – Redução .....	17
2.2.1. Oxidante e redutor .....	19
2.2.2. Número de Oxidação .....	20
2.2.3. Regras para atribuição do número de oxidação: .....	21
2.2.4. Tipos de Reações Redox .....	22
2.3.Pilhas e baterias. ....	24
2.3.1. Pilhas galvânicas ou células eletroquímicas .....	24
2.3.2. Estrutura das Células Galvânicas .....	25
2.3.3. Potenciais padrão de eléctrodo.....	28
2.4.Corrosão e Deposição.....	30
2.5. Equação de redox .....	32
2.5.1. Equações redox .....	33
2.5.2. Balanceamento das equações redox.....	33
2.5.3. Balanceamento em meio ácido.....	34
2.5.4. Balanceamento em meio básico. ....	36
2.6.Calculando a tensão da célula .....	38
2.7.Enquadramento curricular de redox .....	39
2.7.1. Curricula .....	39
2.7.2. Curricular no Brasil .....	39
Manual escolar brasileiro .....	42
2.7.3. Curricular em Portugal .....	43
2.8.Conceções alternativas em redox .....	50
Generalidades sobre concepções alternativas (C.A.) .....	50
2.9.Analogias no Ensino de química .....	62
2.9.1. Analogias em Ciências: modelo científico e analogias no ensino .....	62
2.9.2. Sobre o conceito e objetivos da Analogia .....	64
2.9.3. Modelo centrado no professor.....	67
2.9.4. Tipos de analogias .....	67

2.9.5. Analogias em química.....	69
2.9.6. Analogias em redox .....	90
2.9.7. Analogias desenvolvidas no contexto desta investigação.....	94
2.9.8. Regras do jogo e analogia desenvolvida para explicar a formação de pares químicos em contexto de oxidação-redução. ....	95
2.9.9. Analogia para explicar as condições das equações na formação de pares químicos em contexto de oxidação-redução.....	98
V.I O aluno terá que tentar “desfazer” os pares de acordo com os valores de potencial de oxidação de cada metal, fornecido nas cartas. ....	102
2.9.10. Usando o modelo TWA, para explicar a analogia desenvolvida.....	102
2.9.11. Analogia redox I: baralho químico.....	104
2.10. Possíveis conceções alternativas geradas pela analogia apresentada “baralho químico” ...	112
2.10.1. Conceções que poderão ser desenvolvida pelos alunos durante o uso da analogia e que devem ser discutida pelo professor: .....	113
3. Aplicação e avaliação de algumas alternativas didáticas no terreno escolar.....	115
3.1.Caracterização da amostra.....	115
3.2.– Descrição dos procedimentos.....	115
3.3.Guião de entrevistas.....	117
3.4.Resultados .....	118
3.4.1 - Tratamento dos resultados .....	118
3.4.2 - Avaliação da analogia baralho químico para explicar os pares redox.....	120
3.4.3 - Avaliação da analogia baralho químico para explicar as condições das equações redox espontâneas.....	121
4. Notas finais .....	122
4.1.Algumas conclusões .....	122
4.2.- Auto – Crítica e reformulações .....	123
4.3.Projetos Futuros.....	127
5. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	128
6. ANEXOS.....	134
6.1.anexo i - BARALHO QUÍMICO .....	134
6.2.anexo ii - GUIÃO DE ENTREVISTA.....	137
6.3.anexo III - BARALHO REFORMULADO .....	140

## Índice de figuras

Figura 1 - Célula galvânica zinco-cobre. (Russel. J. B. 2000, p.267).....	26
Figura 2 - Eléctrodo de hidrogénio. (Russel. J. B. 2000, p. 274) .....	28
Figura 3- Formação da ferrugem. (Atkins, 2006, p. 365).....	29
Figura 4 - Célula galvânica zinco-prata. (Caramel e Pacca. 2011). ....	61
Figura 5 - Analogia entre chave e fechadura. (Júnior. 2007, p.552).....	69
Figura 6 - Analogia entre sapo/escada e o modelo atómico de Bohr. (Silva, Lima e Lima, 2010). ....	71
Figura 7 - Analogia entre as pás das hélices e orbital molecular. (Silva, Lima e Lima, 2010).....	73
Figura 8 - Analogia entre a bola e a estrutura do C <sub>60</sub> . (Silva, Lima e Silva, 2010).....	73
Figura 9 - Analogia entre as bolinhas e os estados físicos da matéria. (Silva, Lima e Silva, 2010).....	75
Figura 10 - Analogia utilizada para explicar as ligações de hidrogénio numa proteína. (Silva, Lima e Silva. 2010). ....	77
Figura 11 - Analogia utilizada para explicar o compartilhamento de eletrão numa ligação covalente. (Silva, Lima e Silva. 2010). ....	78
Figura 12 - Representação da disputa de elétrons por dois átomos. (Silva, Lima e Silva. 2010). ....	78
Figura 13 - Analogia utilizada para explicar o potencial de ionização (Silva, Lima e Silva. 2010). ....	79
Figura 14 - Analogia para explicar o mecanismo da ação enzimática (enzima/substrato). (Monteiro e Justi. 2000, p.205).....	82
Figura 15 - Analogia para explicar a Lei de Hess através da escalada de uma montanha por dois caminhos diferentes. (Monteiro e Justi. 2000, p.138). ....	83
Figura 16 – Analogia para explicar o modelo atómico de Thonsom usando o pudim de passas.(Monteiro e Justi, 2000, p. 69).....	84
Figura 17 - Analogia para explicar a velocidade das reações não elementares através do fluxo de água numa instalação hidráulica. (Monteiro & Justi, 2000, p.69). ....	85
Figura 18 - Analogia para explicar o funcionamento de uma pilha. (Salgado, 2015.).....	90
Figura 19 - Analogia para abordar os pares redox através dos bonecos. (Salgado, 2015).....	93
Figura 20 - Analogia para explicar o comportamento de bola/comportamento do elétron (Valdinei, 2005).....	109

# Índice de tabelas

Tabela 1- Potenciais de redução padrão a 25°C. (Russel, J. B. 2000, p.299).....	23
Tabela 2 - Erros e concepções dos alunos. (Gondim e Mendes, 2006.).....	56
Tabela 3 - TWA para explicar ação enzima/substrato a partir da chave/fechadura.....	70
Tabela 4 - TWA para explicar analogia modelo atômico de Bohr/sapo subindo uma escada. ....	72
Tabela 5- TWA analogia para explicar orbital molecular/par de hélice. ....	73
Tabela 6- TWA para explicar a estrutura do C <sub>60</sub> /estrutura da bola.....	74
Tabela 7- TWA para explicar o princípio da exclusão de Pauli/endereço de uma pessoa.....	75
Tabela 8- TWA para explicar mudança de estado físico da matéria/"bolinhas" representando a estrutura da água. ....	76
Tabela 9- TWA para explicar ligações de hidrogénio/pontos tracejados.....	77
Tabela 10- TWA para explicar ligações covalentes/corda simbolizando o compartilhamento de elétrons.....	79
Tabela 11- TWA para explicar potencial de ionização/força aplicada pela pessoa.....	80
Tabela 12- Apresentação analógica segundo os passos do modelo TWA. Rosa, Pimentel e Terrazan, 81	
Tabela 13- TWA para ação enzimática num substrato com ação chave na fechadura.....	83
Tabela 14- TWA para lei de Hess/escalada numa montanha.....	84
Tabela 15- TWA para explicar conceito do modelo atômico de Thonsom/pudim de passas. ....	85
Tabela 16- TWA para explicar velocidade de reações não-elementares/fluxo de água numa hidráulica. ....	86
Tabela 17- TWA para explicar o estado fundamental/energia cinética e energia potencial. ....	87
Tabela 18- TWA para explicar o movimento gasoso/movimento da bola de bilhar.....	88
Tabela 19 - TWA para explicar velocidade de reações não-elementares/velocidade da fila de um restaurante. ....	89
Tabela 20- TWA para explicar analogia desenvolvida funcionamento da pilha de Daniel. ....	92
Tabela 21- TWA simplificada para explicar o funcionamento da analogia. ....	93
Tabela 22- Simulação das cartas dos alunos numa ronda do jogo.....	95
Tabela 23- Simulação dos possíveis "pares" formados. ....	95
Tabela 24- Orientação do jogo. ....	97
Tabela 25- Testando o aprendizado/reatividade dos metais.....	101
Tabela 26- TWA simplificada .....	107
Tabela 27- TWA simplificada/similaridade .....	107
Tabela 28- TWA simplificada para redox II.....	110

# **CAPÍTULO I**

## **Introdução**

# 1. Introdução

## 1.1. Introdução

Com o processo da globalização a sociedade está cada vez mais conectada com tudo o que acontece no mundo. Esta conexão influencia o comportamento das pessoas, provocando contante transformações.

A responsabilidade pela mudança é de todos, mas a escola também é um dos grandes agentes responsáveis pelas mudanças que estão a ocorrer, necessitando modernizar-se para acompanhar a evolução do processo de ensino-aprendizagem. Então é necessário um ensino que não se limite apenas em transmitir um conjunto de conceitos, teorias e leis, mas que estimule a construção do conhecimento científico, que professor e aluno assuma o papel de agente transformador da sociedade e que ambos consigam desenvolver uma Ciência que atenda as necessidades da sociedade.

Neste trabalho, pretende-se avaliar uma nova metodologia de ensino em química sobre oxidação-redução, através da analogia desenvolvida, com o intuito de promover um ensino mais eficaz e estimular a aprendizagem em sala de aula. Destacamos a colaboração dos professores entrevistados com o intuito de aperfeiçoar e otimizar o trabalho para facilitar a aplicação em sala de aula.

A oxidação-redução é um assunto importante dentre da química, desde a presença e a importância dos metais como matéria prima na construção civil, na construção de pontes, nos transportes aéreos, terrestres e fluviais. No comércio, como na produção de: portas, janelas, computadores, telemóveis, etc. A importância, a dificuldade e a complexidade desse tema e a pouca disponibilidade de novos materiais didáticos que apoie e facilite o professor no processo de ensino-aprendizagem desse assunto, por si só, já é motivo de escolha deste tema.

Este trabalho inicia-se com uma abordagem científico-pedagógico de oxidação-redução (2.), apresentando os conceitos do tema (2.1).

De seguida, procede-se ao enquadramento do ensino de oxidação-redução **(2.7)**, enfatizando a ligação do tema no ensino médio no Brasil e no ensino secundário em Portugal, apresentando as diretrizes curriculares do 2º ano do ensino médio no Brasil e os conteúdos programáticos e/ou objetivos gerais da disciplina de Físico-Química do 7º ano, 11º ano e 12º ano de escolaridade em Portugal.

Ao explicar esse tema o professor deverá ter o cuidado de levar em consideração o que os alunos já sabem, e as dificuldades dos alunos para evitar que se forme concepções alternativas sobre oxidação-redução **(2.8)**. De seguida, apresentamos a importância das analogias para o ensino de Ciência e alguns exemplos no ensino de química **(2.9)**, valorizando-se a utilização das analogias e aplicação e avaliação de algumas alternativas didáticas no terreno escolar.

No terceiro capítulo abordam-se aplicação e avaliação de algumas alternativas didáticas no terreno escolar **(3.)**, inicialmente, procede-se a uma caracterização da amostra de professores **(3.1)**, de seguida, apresentamos analogia desenvolvida, explicamos as regras do jogo e os professores simulam o jogo entre eles **(3.2)**, a participação dos professores, na avaliação da analogia, é realizada por meio de uma entrevista semiestruturada, orientada por um guião **(3.3)**, procede-se a transcrição da entrevista **(3.4)**.

De seguida, é feita uma análise dos resultados **(4.0)**, destas entrevistas são retiradas algumas conclusões: analogia apresenta potencial para ser desenvolvida em sala de aula, desde que realizadas algumas adaptações **(4.1)**, algumas reformulações nas regras e modificações nas cartas, sugeridas pelos professores para ajudar na aplicação da analogia em sala de aula são relatadas **(4.2)**, logo após, são feitas algumas observações para desenvolver no futuro.

Para complementar e/ou fundamentar a exposição ao longo dos capítulos são apresentados alguns anexos **(6.)**. No anexo **(6.1)**, apresenta-se a analogia desenvolvida: baralho químico. No anexo **(6.2)**, apresenta-se o guião de entrevista que orientou o trabalho desenvolvido e no anexo **(6.3)**, o baralho químico reformulado.

## **CAPÍTULO II**

### **REVISÃO DE LITERATURA**



## **2. Revisão de literatura**

### **2.1. Introdução**

Neste capítulo procede-se a uma contextualização científico-pedagógico de oxidação-redução. Descrevem-se alguns conceitos fundamentais de oxidação-redução, conceitos associados ao tema e algumas aplicações de redox no nosso dia-a-dia. Posteriormente, procede-se ao enquadramento curricular do ensino de redox no Brasil e em Portugal e nos manuais escolares dos respetivos países. De seguida, apresentamos as referências de literatura, tentando abordar a sequência como vem sendo apresentado o conteúdo nos livros. Apresentamos algumas estratégias usando analogia para trabalhar o tema de uma maneira mais eficaz e divertida.

### **2.2. Oxidação – Redução**

As reações de oxidação-redução (adequadamente redox) constituem uma importante categoria das transformações químicas, são reações que envolvem a “tendência” de transferência de eletrões em uma reação química, esta tendência depende das espécies envolvidas e da sua concentração. Pertencem a esta categoria certas reações do domínio biológico e outras de interesse industrial como: a fotossíntese, as células a combustíveis, purificação de metais e a oxidação da glucose (fornece-se energia para a síntese de proteínas, para transporte de fluídos e para atividade muscular). A combustão é também uma reação redox: existe combustível (fornece energia para a queima, madeira, papel, alguns metais, etc) e comburente, substância que reage quimicamente com o combustível (geralmente oxigénio). Além do combustível e comburente, é necessário ter um terceiro elemento: a temperatura de ignição. Muitos metais são extraídos dos respetivos minérios através das reações redox. Sendo reações em que ocorre transferência de eletrões, utilizam-se algumas delas para produzir corrente elétrica (pilhas).

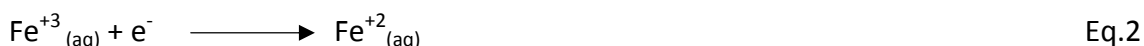
Oxidação é um processo em que uma espécie química doa eletrões para outra espécie, recebendo eletrões. Para mostrar a remoção de eletrões de uma espécie que está

sendo oxidada em uma reação redox, escrevemos a equação química de uma semi-reação de oxidação. Por exemplo:



Uma semi-reação de oxidação é uma maneira conceitual de representar uma oxidação: os elétrons nunca estão realmente livres. Na equação de uma semi-reação de oxidação, os elétrons perdidos sempre aparecem do lado direito da seta. O seu estado não é dado porque eles estão em trânsito e não têm um estado físico definido. As espécies reduzidas e oxidadas, juntas, formam um par redox. No exemplo o par redox é  $\text{Mg}^{+2}$  e  $\text{Mg}$  e é representado por  $\text{Mg}^{+2}/\text{Mg}$ . Um par redox tem sempre a forma Ox/Red, em que Ox é a forma oxidada da espécie e Red é a forma reduzida.

Também podemos escrever semi-reações para a redução (ganho de elétrons). Por exemplo, para mostrar o ganho de elétrons na redução de íons  $\text{Fe}^{+3}$  a íons  $\text{Fe}^{+2}$ , escrevemos



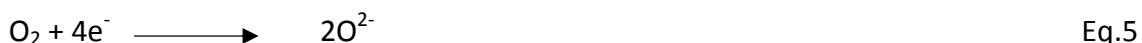
Esta semi-reação também é conceitual: os elétrons nunca estão realmente livres. Na equação de uma semi-reação de redução, os elétrons ganho sempre aparecem à esquerda da seta. Neste exemplo, o par redox é  $\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}^{+2}$ . As semi-reações expressam as duas contribuições (oxidação e redução) de uma reação redox completa.

Todas as transferências de elétrons de uma substância para outra podem envolver reações redox (oxidação-redução). É o caso da maior parte dos metais e não metais que são obtidos dos seus minerais por processos redox.

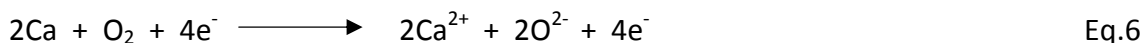
Considere-se a formação do óxido de cálcio ( $\text{CaO}$ ) a partir do cálcio do oxigénio.



O óxido de cálcio ( $\text{CaO}$ ) é um composto iónico formado pelos íons  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{O}^{2-}$ . Nesta reação, dois átomos de  $\text{Ca}$  dão ou transferem quatro elétrons a dois de  $\text{O}$  (em  $\text{O}_2$ ). Por simplicidade, este processo pode ser separado em duas etapas, uma envolvendo a perda dos quatro elétrons os átomos de  $\text{Ca}$  e a outra envolvendo o ganho de quatro elétrons pela molécula de  $\text{O}_2$ :



Cada uma destas etapas é denominada **semi-reação** e apresenta a forma explícita os eletrões envolvidos. A somatória das semi-reações dá a reação global:



Ou, se eliminarmos os eletrões que aparecem em ambos os lados da equação,



Finalmente, os iões  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{O}^{2-}$  combinam-se para formar o  $\text{CaO}$ :



É costume não colocar as cargas na fórmula de um composto iónico, e assim o óxido de cálcio é normalmente representado por  $\text{CaO}$  em vez de  $\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$ . A semi-reação que envolve perda de eletrões é denominada **reação de oxidação**. A semi-reação que envolve ganho de eletrões é denominada de **reação de redução**. Neste exemplo, o cálcio é oxidado e diz-se que atua como um agente redutor visto doar dois eletrões ao oxigénio, causando a sua redução. O oxigénio é reduzido e atua como um agente oxidante porque ganha eletrões do cálcio, causando a sua oxidação. Notem que o número de eletrões perdidos por um agente redutor deve ser igual ao número de eletrões ganhos por um agente oxidante.

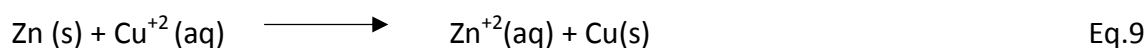
### 2.2.1. Oxidante e redutor

A espécie que provoca oxidação numa reação redox é chamada agente oxidante (ou simplesmente “oxidante”). Ao agir, o oxidante aceita os eletrões liberados pelas espécies que se oxidam. Por outras palavras, o oxidante contém um elemento no qual o número de oxidação diminui.

**Oxidante** em uma reação redox é a espécie que é reduzida. Por exemplo, o oxigénio aceita eletrões do cálcio (eq.7). Como o oxigénio aceita esses eletrões, seu número de oxidação diminui de 0 a 2 (uma redução). O oxigénio é, portanto o agente oxidante nessa reação. Os oxidantes podem ser elementos, iões ou compostos.

A espécie que produz redução é chamado **agente redutor** (poder redutor). Como o redutor, fornece os elétrons para a espécie que está sendo reduzida, o redutor perde elétrons. Isto é, o redutor contém um elemento no qual o número de oxidação aumenta. Em outras palavras, o **agente redutor** numa reação redox é a espécie que é oxidada.

Para identificar o redutor e o oxidante em uma reação redox, é necessário comparar os números de oxidação dos elementos antes e depois da reação, para ver o que mudou. O reagente que contém um elemento que é reduzido na reação é o agente oxidante, e o reagente que contém um elemento que é oxidado é o agente redutor. Por exemplo, quando um pedaço de zinco é colocado em uma solução de cobre (II), a reação é:



O número de oxidação do zinco aumenta de 0 a +2 (oxidação) e o do cobre diminui de +2 a 0 (redução). Portanto, como o zinco se oxida, o metal zinco é o redutor nesta reação, e, como o cobre se reduz, o íon cobre (II) é o oxidante.

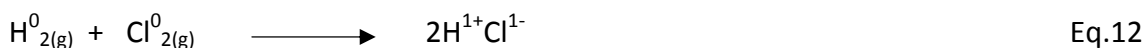
### 2.2.2. Número de Oxidação

A definição de oxidação e redução em termos da perda e ganho de elétrons aplica-se à formação de compostos iônicos tais como o CaO. No entanto, estas definições não caracterizam corretamente por exemplo a formação de ácido clorídrico (HCl) e de decaóxido de tetrafósforo ( $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ):



O HCl e o  $\text{P}_4\text{O}_{10(\text{s})}$  não são compostos iônicos, mas sim moleculares. Assim, não ocorre transferência de elétrons na formação destes compostos, como acontece com o CaO. Apesar disso, os químicos acham conveniente tratar estas reações como reações redox porque existem indicações de que há uma transferência parcial de elétrons (do H para o Cl em HCl e do P para o O em  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ).

Para acompanhar o percurso dos eletrões nas reações redox, é conveniente atribuir números de oxidação aos reagentes e aos produtos. O número de oxidação (também denominado estado de oxidação ou nox) refere-se ao número de cargas que um átomo teria numa molécula (ou num composto iónico) se houvesse transferência completa de eletrões. Por exemplo, podemos reescrever as equações anteriores para a formação do HCl e do  $P_4O_{10(s)}$  da seguinte maneira:



Os números por cima dos símbolos dos elementos são os números de oxidação. Em ambas as reações não existem cargas sobre os átomos das moléculas dos reagentes. Portanto, os seus números de oxidação são zero. No entanto, para os produtos, considera-se que houve uma transferência completa de eletrões e que os átomos ganharam ou perderam eletrões. Os números de oxidação refletem o número de eletrões “transferidos”.

Estas considerações permitem-nos identificar, rapidamente, os elementos que são oxidados (aumento do número de oxidação) e reduzidos (diminuição do número de oxidação). Os elementos que apresentam um aumento no número de oxidação, o hidrogénio e o fósforo nos exemplos anteriores, são oxidados nas reações. O cloro e o oxigénio são reduzidos, pelos que seus números de oxidação mostram uma diminuição em relação aos seus valores iniciais. Notem que o somatório dos números de oxidação do H e Cl em HCl (1+ e 1-) é zero. Da mesma forma, se adicionarmos as cargas de todos os quatros átomos de P [ $4 \times (5+)$ ] e dos dez átomos de O [ $10 \times (2-)$ ], o total é zero. Isto acontece porque as moléculas de HCl e de  $P_4O_{10}$  são neutras, pela soma das cargas tem de ser nula.

### 2.2.3. Regras para atribuição do número de oxidação:

I - No estado fundamental (substância simples), o número de oxidação é zero. Exemplo  
 $Na_{(s)} = 0$

II - Para os iões monoatômicos o número de oxidação é a própria carga. Exemplo  $\text{Na}_{(s)}^{1+}$  1+

III A família dos alcalinos (1 A), alcalinos terrosos (2A) e a prata, zinco e alumínio tem número de oxidação fixo. 1 A = 1<sup>+</sup>; 2 A = 2<sup>+</sup>; Al = 3<sup>+</sup>; Zn = 2<sup>+</sup> e Ag = 1<sup>+</sup>. Quando formam compostos.

IV - Número de oxidação do hidrogénio é 1<sup>+</sup> (HCl), exceto quando formar compostos binários com os metais onde terá número de oxidação 1<sup>-</sup>. Exemplo NaH.

V - Os calcogénios geralmente apresentam número de oxidação 2<sup>-</sup>. Exceto, em alguns casos quando formar um composto binário com os metais de nox fixo, podendo vir a ter nox 1<sup>-</sup>. (formar um peróxido (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) ou superóxido (X<sub>2</sub>O<sub>4</sub>). Nas outras situações os calcogénios e oxigénio terá carga 2<sup>-</sup>.

VI - Numa molécula neutra, o somatório dos números de oxidação de todos os átomos tem de ser zero. Nos iões poliatômicos o somatório tem que ser igual a carga do ião. Exemplo:  $\text{NH}_4^+$  o número de oxidação do N é 3<sup>-</sup> e o H 1<sup>+</sup>, assim, o somatório do número de oxidação é  $[-3 + 4 (+1)] = +1$ .

#### 2.2.4. Tipos de Reações Redox.

As reações redox podem ser comparadas com as reações de ácido-base (envolvem sempre um ácido e uma base). Para identificar uma reação redox o único caminho seguro é o de comparar o número de oxidação das espécies envolvidas. Se houver variação no número de oxidação, a reação é de natureza redox.

a. **Reações de combinação, síntese ou síntese:** se dois reagentes A ou B forem uma substância simples, trata-se então de uma reação redox. Assim, todas as reações de combustão, que envolvem oxigénio elementar, bem como muitas reações envolvendo outros elementos são reações redox:



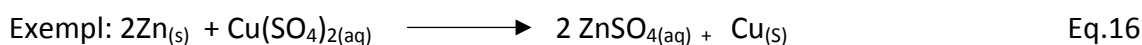
b. **Reações de decomposição ou análise:** quebra de um composto em dois ou mais componentes. Por exemplo:



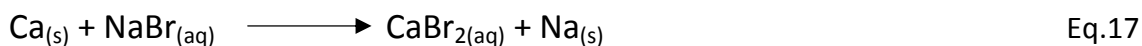
c. **Reações de deslocamento, ou simples troca ou substituição:** um ião ou átomo de um composto é substituído por um ião ou átomo de outro elemento. A maior parte das reações de deslocamento incluem-se numa das três subcategorias: deslocamento de hidrogénio, deslocamento de metal ou deslocamento de halogénio. Porém para a reação ocorrer existe uma série eletroquímica (ver tabela 1) que permite saber quais são os metais mais reativos, que tem mais “força” para deslocar um outro metal.

Tabela 1- Potenciais de redução padrão a 25°C. (Russel, J. B. 2000, p.299)

<i>Semi-reação</i>	$\xi^{\circ}, V$
$2e^{-} + \text{F}_2(g) \longrightarrow 2\text{F}^{-}(aq)$	+2,87
$5e^{-} + 8\text{H}^{+}(aq) + \text{MnO}_4^{-}(aq) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$2e^{-} + \text{Cl}_2(g) \longrightarrow 2\text{Cl}^{-}(aq)$	+1,36
$6e^{-} + 14\text{H}^{+}(aq) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(aq) \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(aq) + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$4e^{-} + 4\text{H}^{+}(aq) + \text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$2e^{-} + \text{Br}_2(l) \longrightarrow 2\text{Br}^{-}(aq)$	+1,07
$3e^{-} + 4\text{H}^{+}(aq) + \text{NO}_3^{-}(aq) \longrightarrow \text{NO}(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$e^{-} + \text{Ag}^{+}(aq) \longrightarrow \text{Ag}(s)$	+0,80
$e^{-} + \text{Fe}^{3+}(aq) \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(aq)$	+0,77
$2e^{-} + \text{I}_2(aq) \longrightarrow 2\text{I}^{-}(aq)$	+0,54
$4e^{-} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2(g) \longrightarrow 4\text{OH}^{-}(aq)$	+0,41
$2e^{-} + \text{Cu}^{2+}(aq) \longrightarrow \text{Cu}(s)$	+0,34
$e^{-} + \text{AgCl}(s) \longrightarrow \text{Ag}(s) + \text{Cl}^{-}(aq)$	+0,22
$2e^{-} + \text{Sn}^{4+}(aq) \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(aq)$	+0,15
$2e^{-} + 2\text{H}^{+}(aq) \longrightarrow \text{H}_2(g)$	0,00
$2e^{-} + \text{Sn}^{2+}(aq) \longrightarrow \text{Sn}(s)$	-0,14
$e^{-} + \text{Cr}^{3+}(aq) \longrightarrow \text{Cr}^{2+}(aq)$	-0,41
$2e^{-} + \text{Fe}^{3+}(aq) \longrightarrow \text{Fe}(s)$	-0,45
$3e^{-} + \text{Cr}^{3+}(aq) \longrightarrow \text{Cr}(s)$	-0,74
$2e^{-} + \text{Zn}^{2+}(aq) \longrightarrow \text{Zn}(s)$	-0,76
$3e^{-} + \text{Al}^{3+}(aq) \longrightarrow \text{Al}(s)$	-1,67
$2e^{-} + \text{Mg}^{2+}(aq) \longrightarrow \text{Mg}(s)$	-2,37
$e^{-} + \text{Na}^{+}(aq) \longrightarrow \text{Na}(s)$	-2,71
$2e^{-} + \text{Ca}^{2+}(aq) \longrightarrow \text{Ca}(s)$	-2,87



Com base na tabela 01 podemos determinar a tendência de redução dos metais.



#### d. Casos especiais de redox (auto-oxidação ou dismutação)

São um tipo especial de reação redox. Um elemento num dado estado de oxidação é simultaneamente oxidado e reduzido. Um reagente numa reação de auto-oxidação contém sempre um elemento que pode ter pelo menos três estados de oxidação. O reagente está num estado de oxidação intermédio; isto é, para este elemento existe um estado de oxidação mais elevado e outro mais baixo. A decomposição do peróxido de hidrogénio é um exemplo.



Neste caso, o número de oxidação do oxigénio no reagente é 1<sup>-</sup> aumenta para zero em O<sub>2</sub> e diminui para 2<sup>-</sup> em H<sub>2</sub>O<sub>(g)</sub>.

### 2.3. Pilhas e baterias.

São células eletroquímicas que utilizam reações espontâneas de óxido-redução para produzir a interconversão de energia química e elétrica. A pilha é um sistema formado por dois eléctrodos, mas constitui apenas uma unidade (uma única célula). Já a bateria é formada por um conjunto de pilhas ligadas em série ou paralelo.

#### 2.3.1. Pilhas galvânicas ou células eletroquímicas

As células galvânicas: estão associadas ao funcionamento de um computador portátil, uma calculadora, relógio de pulso, celulares, indústria automobilística e até mesmo as células de combustíveis. Conseguimos imaginar a magnitude das células eletroquímicas.

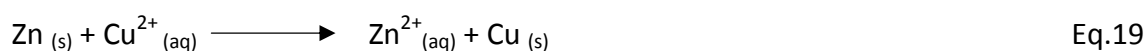
Em geral, uma célula eletroquímica é um dispositivo em que uma corrente elétrica o fluxo de eletrões através de um circuito é produzida por uma reação química espontânea ou é usada para forçar a ocorrência de uma reação não-espontânea. Uma célula galvânica é uma célula eletroquímica em que uma reação química espontânea é



usada para gerar uma corrente elétrica (realizar trabalho elétrico). O dispositivo experimental usado para produzir eletricidade a partir de uma reação redox é designado por pilha eletroquímica, também chamada de pilha voltaica, na qual se produz eletricidade a partir de uma reação redox espontânea. Tecnicamente, uma “bateria” é uma coleção de células galvânicas unidas em série para que a voltagem produzida sua capacidade de forçar uma corrente elétrica através de um circuito seja a soma das voltagens de cada célula.

### 2.3.2. Estrutura das Células Galvânicas

Como pode uma reação espontânea ser usada para gerar uma corrente elétrica? Podemos começar a responder esta questão examinando a reação redox entre o metal zinco e íons cobre (II).



Se colocássemos um pedaço do metal zinco numa solução de sulfato de cobre (II) em água, veríamos uma camada do metal cobre começar a se depositar sobre a superfície do zinco. Se pudéssemos acompanhar a reação no nível atômico, veríamos que, à medida que a reação ocorre, elétrons são transferidos dos átomos de Zn para os íons  $\text{Cu}^{+2}$  que estão próximos na solução. Esses elétrons reduzem os íons  $\text{Cu}^{+2}$  a átomos Cu. Os elétrons se transferem e a energia livre do sistema diminui à medida que a reação se aproxima do equilíbrio. Entretanto, embora energia seja liberada como calor, nenhum trabalho elétrico é feito. Suponha-se, porém, que separamos os reagentes mas arranjamos um caminho que permite que os elétrons passem do metal zinco para íons cobre (II). Os elétrons podem, agora, executar trabalho, por exemplo, acionar um motor elétrico, ao passar da espécie que oxida para a espécie que se reduz. Isso é o que acontece quando a reação ocorre em uma célula galvânica. Uma célula galvânica consiste em dois eléctrodos, ou condutores iônicos, dentro da célula. Em um condutor iônico uma corrente elétrica é carregada pelo movimento dos íons. O eletrólito é tipicamente uma solução de um composto iônico em água. A oxidação ocorre em um eléctrodo, onde a espécie que está sendo oxidada cede elétrons para o condutor metálico. A redução acontece no outro eléctrodo, onde a espécie que está sendo reduzida capta elétrons do condutor metálico. Podemos imaginar a reação química

total como eletrões sendo empurrados para um eléctrodo e sendo puxados do outro eléctrodo. Esse processo de empurra-puxa provoca um fluxo de eletrões no circuito externo que une os dois eléctrodos e essa corrente pode ser usada para realizar trabalho eléctrico.

O eléctrodo em que a oxidação ocorre é chamado de ânodo. O eléctrodo em que ocorre a redução é chamado de cátodo. Os eletrões são liberados pela semi-reação de oxidação no ânodo, passam pelo circuito externo e reentram na célula no cátodo, no qual são usados na semi-reação de redução. Uma célula galvânica comercial tem o cátodo marcado com o sinal positivo (+) e o ânodo com sinal negativo (-).

A célula de Daniel é um exemplo antigo de célula galvânica que usa a oxidação do cobre pelos iões zinco. Ela foi inventada pelo químico britânico John Daniell, em 1836, quando o avanço da telegrafia criou a necessidade urgente de uma fonte de corrente eléctrica confiável e estável. Para que os eletrões passem dos átomos Zn para os iões  $\text{Cu}^{2+}$  e permitam que a reação espontânea ocorra, eles tem de passar pelo circuito externo. Os iões  $\text{Cu}^{2+}$  convertem-se em átomos Cu no cátodo através da semi-reação de redução (fig. 1).

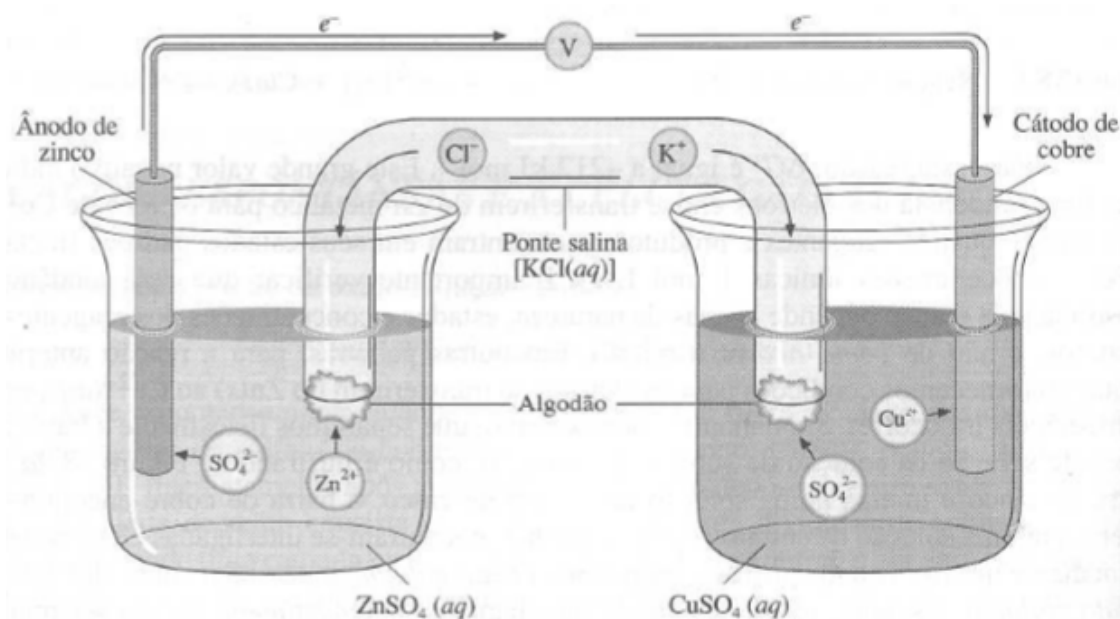
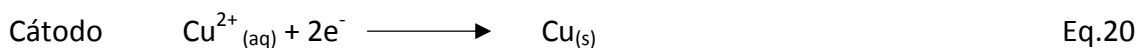
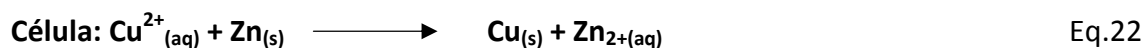
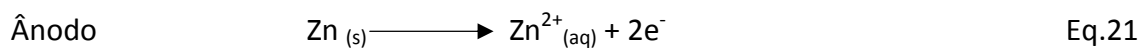


Figura 1 - Célula galvânica zinco-cobre. (Russel. J. B. 2000, p.267)





As células galvânicas são representadas mediante uma notação simplificada chamada *diagrama de célula*.



Cada símbolo e fórmula representa a fase em que a substância ou espécie se encontra e as linhas verticais representam interfases e a ponte salina. A convenção geralmente seguida apresenta o ânodo na esquerda do diagrama. Isto significa que os eletrões deixam a célula para entrar no circuito externo, partindo do eléctrodo que está escrito à esquerda. As duas barras representam as pontes salinas, seguida do ânodo à direita onde os eletrões chegam e provocam a redução.

O facto dos eletrões se moverem de um eléctrodo para o outro indica a existência de uma diferença de potencial entre dois eléctrodos. Esta diferença de potencial entre eléctrodos, chamada força eletromotriz, ou f.e.m (  $\mathcal{E}$  ), pode ser medida ligando um voltímetro a ambos os eléctrodos. A f.e.m. de uma pilha galvânica é normalmente expressa em volt; é também por vezes designada por tensão de pilha ou potencial de pilha.

A ponte salina tem três funções básicas: separar fisicamente os compartimentos eletródicos, permitir a continuidade elétrica (caminho contínuo para a migração dos aniões e dos catiões) na célula e reduzir o potencial de junção líquida, uma diferença de potencial produzida quando duas soluções diferentes são postas em contacto entre si. Esta diferença se origina pelo facto do anião e do catião migrarem através da região de contacto ou junção líquida, com velocidades diferentes. Se o anião ou catião migrassem com velocidades praticamente iguais, o potencial de junção líquida seria minimizado, e isto simplificaria o potencial de junção líquida de uma pilha.

### 2.3.3. Potenciais padrão de eléctrodo

Quando ambas as concentrações dos iões  $\text{Cu}^{2+}$  e  $\text{Zn}^{2+}$  são 1.0 M, verifica-se que a f.e.m. da pilha representada na figura 1 é 1,10 V a 25°C. Como podemos relacionar esta tensão com a reação redox? Tal como a reação global da pilha pode ser considerada como a soma de duas reações de meia-pilha, também a f.e.m. obtida pode ser considerada como a soma destes potenciais elétricos nos eléctrodos de Zn e Cu. Conhecendo um destes potenciais de eléctrodo, poderíamos obter o outro por subtração ( de 1,10 V). Não é possível medir o potencial de um único eléctrodo, mas se fixarmos arbitrariamente em zero o valor do potencial de um eléctrodo em particular, poderemos usá-lo para determinar os potenciais relativos de outross eléctrodos. O eléctrodo de hidrogénio, representado na figura 3, serve como padrão para este fim. Borbulha-se hidrogénio gasoso numa solução de ácido clorídrico a 25°C. o eléctrodo de platina tem duas funções. Em primeiro lugar, proporciona uma superfície na qual poderá ocorrer a dissociação das moléculas de hidrogénio:



Em segundo lugar, funciona como condutor elétrico para o circuito exterior. Em condições padrão (isto é, quando a pressão de  $\text{H}_2$  é 1 bar e a concentração da solução de HCl é 1 M) o potencial da seguinte reação de redução a 25°C é definido como sendo exatamente zero.

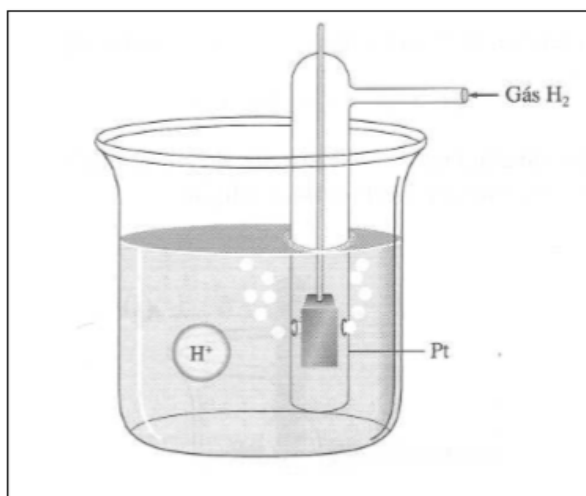
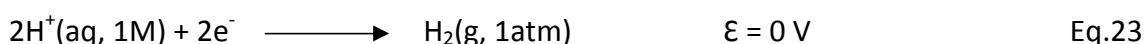


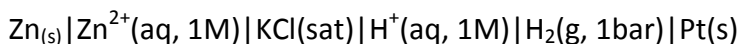
Figura 2 - Eléctrodo de hidrogénio. (Russel. J. B. 2000, p. 274)

Quando todos os solutos são 1 M e todos os gases estão a 1 bar, a tensão associada a uma reação de redução a ocorrer num eléctrodo é designada por potencial de redução padrão. Portanto, o potencial de redução padrão do eléctrodo de hidrogénio é definido como sendo zero. O próprio eléctrodo é designado por eléctrodo padrão de hidrogénio (EPH).

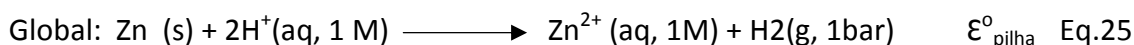
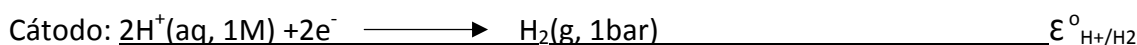
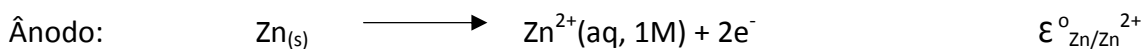
Podemos usar o EPH para medir os potenciais de outros tipos de eléctrodos. A figura 3 mostra uma pilha galvânica com um eléctrodo de zinco de EPH. A experiência mostra que o eléctrodo de zinco é o ânodo e o EPH o cátodo. Concluimos isso pelo facto da massa do eléctrodo de zinco diminuir ao longo do funcionamento da pilha, facto esse que é consistente com a perda de zinco para a solução através da reação de oxidação:



O diagrama de pilha é



Quando todos os reagentes estão nos seus estados padrão (isto é,  $\text{H}_2$  a 1bar, iões  $\text{H}^+$  e  $\text{Zn}^{2+}$  a 1M), a f.e.m. da pilha é 0,76 V. Podemos escrever as reações de meia-pilha da seguinte forma:



Em que  $\varepsilon^{\circ}_{\text{Zn/Zn}^{2+}}$  ( $\text{Zn/Zn}^{2+}$  significa  $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ ) é o potencial de oxidação padrão da semi-reação de oxidação:



$\varepsilon^{\circ}_{\text{H}^+/\text{H}_2}$  ( $\text{H}^+/\text{H}_2$  significa  $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$ ) o potencial de redução padrão previamente definido para o EPH. A f.e.m. padrão da pilha,  $\varepsilon^{\circ}_{\text{pilha}}$ , é soma do potencial de oxidação padrão com o potencial de redução padrão:

$$\varepsilon^{\circ}_{\text{pilha}} = \varepsilon^{\circ}_{\text{ox}} + \varepsilon^{\circ}_{\text{red}}$$

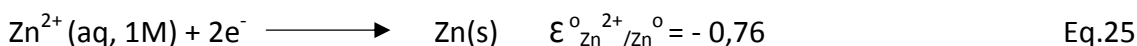
que os índices “ox” e “red” significam, respetivamente, oxidação e redução. Para a nossa pilha galvânica,

$$\mathcal{E}^{\circ}_{\text{pilha}} = \mathcal{E}^{\circ}_{\text{ox}} + \mathcal{E}^{\circ}_{\text{red}}$$

$$0,76 \text{ V} = \mathcal{E}^{\circ}_{\text{Zn/Zn}^{2+}} + 0$$

Portanto o potencial de oxidação padrão do zinco é 0,76 V.

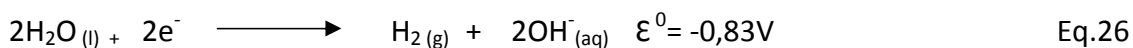
Podemos obter o potencial de redução padrão do zinco,  $\mathcal{E}^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$ , invertendo a semi-reação de oxidação:



## 2.4. Corrosão e Deposição

A corrosão é a oxidação indesejada de um metal. Ela diminui a vida útil de produtos metálicos como aço, pontes, automóveis, etc. A substituição do metal corroído custa bilhões de dólares por ano. A corrosão é um processo eletroquímico e a série eletroquímica (tabela 1) nos dá uma indicação do porquê a corrosão ocorre e como ela pode ser prevenida.

Uma das fontes de corrosão pela corrosão é a água. Uma semi-reação que devemos levar em conta é:



Esse potencial padrão é para a concentração de  $1\text{mol.L}^{-1} \text{OH}^{-}$ , que corresponde ao pH=14, isto é, uma solução fortemente básica. Porém, em pH = 7, esse par terá  $\mathcal{E}^{\circ} = -0,42 \text{ V}$ . Qualquer metal com potencial padrão mais negativo do que - 0,42V pode reduzir a água, em pH = 7. Em outras palavras, neste pH, qualquer metal com tais características pode ser oxidado pela água.

Como  $\mathcal{E}^{\circ} = -0,44\text{V}$  para  $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$ , a tendência do ferro de ser oxidado pela água em pH = 7, é pequena. Por essa razão, o ferro pode ser usado em encanamentos de sistema de abastecimento de água e pode ser guardado em água livre de oxigénio sem enferrujar.

Quando o ferro é exposto no ar húmido, isto é, na presença de oxigénio e água, a semi-reação



tem de ser considerada. O potencial dessa semi-reação, em pH = 7, é 0,82V, muito acima do valor do ferro. Nessas condições, o ferro pode reduzir o oxigénio dissolvido em água. Por outras palavras, oxigénio e água, juntos, podem oxidar o ferro a iões ferro (II). Eles podem, subsequentemente, oxidar o ferro (II) a iões ferro (III).



Vejamos, em detalhe, o processo envolvido.

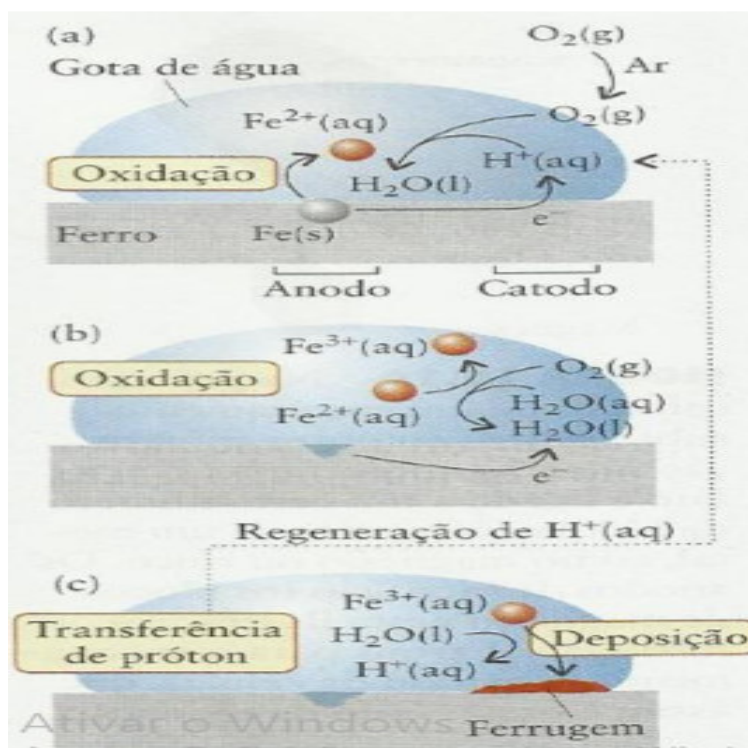
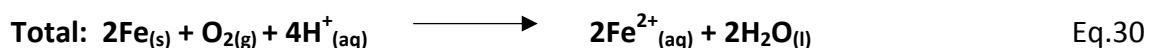


Figura 3- Formação da ferrugem. (Atkins, 2006, p. 365)

Uma gota de água na superfície do ferro pode agir como eletrólito da corrosão numa pequena célula eletroquímica, nas bordas das gotas o oxigénio dissolvido oxida o ferro. O processo será:

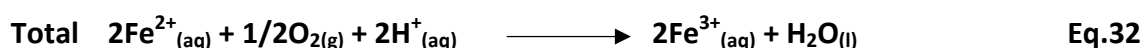




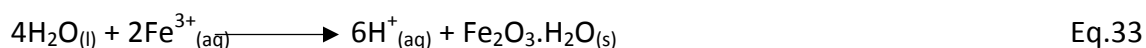
Os elétrons retirados do metal pela oxidação podem ser substituídos por elétrons de outra parte do metal condutor – em particular, pelo ferro que está coberto pela região pobre em oxigênio do centro da gota. Os átomos do ferro que estão nessa posição perdem seus elétrons para formar íons  $\text{Fe}^{2+}$ , e dissolvem-se na água vizinha. Esse processo leva a formação de minúsculos buracos na superfície. Os íons  $\text{Fe}^{2+}$ , são, depois, oxidados da  $\text{Fe}^{3+}$  pelo oxigênio dissolvido. Como mostra a equação:



Eq.27



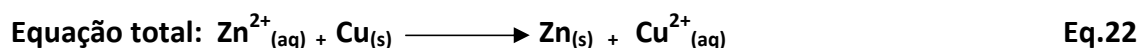
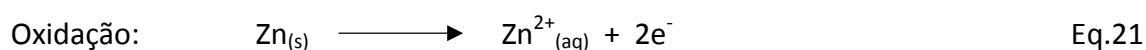
Esses íons precipitam com óxidos de ferro (III) hidratado,  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  a substância vermelha insolúvel, conhecida como ferrugem. A provável origem dos íons óxidos é a desprotonação das moléculas de água. Eles forma imediatamente o sólido hidratado pela precipitação dos íons  $\text{Fe}^{3+}$ , segundo a reação Eq.32.



## 2.5. Equação de redox

As reações de redox (oxidação-redução) são aquelas em que ocorrem transferência de elétrons. Uma espécie perde elétrons (oxida) e a outra espécie recebe elétrons (reduz) formando um par redox.

### Semi-reação





### 2.5.1. Equações redox

As equações discutidas anteriormente são relativamente fáceis de acertar. No entanto, no laboratório, defrontamo-nos muitas vezes com reações redox mais complexas, reações que envolvem oxianíons tais como os íons ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ), dicromato ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ), permanganato ( $\text{MnO}_4^-$ ), nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) e sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ). Essas equações são mais difíceis do que uma equação redox normal. Para balancear esta equação usaremos o método íon-eletrão. Nesta abordagem a reação global é dividida em duas semi-reações, uma para a oxidação e outra para a redução. As equações para as duas semi-reações são acertadas separadamente e depois adicionadas de maneira a obter-se a equação global acertada.

### 2.5.2. Balanceamento das equações redox

Uma vez identificados todos os reagentes e produtos da reação, e tendo escrito corretamente as suas fórmulas, podemos agrupá-los na sequência convencional – os reagentes no lado esquerdo separados dos produtos no lado direito por uma seta. A equação escrita desta maneira poderá não estar acertada; ou seja, o número de cada de átomos em ambos os lados da equação não é igual. Em geral, podemos acertar uma equação química seguindo os seguintes passos:

- I. Identificar todos os reagentes e produtos da reação e escrever suas fórmulas corretas no lado esquerdo e direito da equação, respetivamente.
- II. Começar o acerto da equação experimentando coeficientes adequados que nos deem o mesmo número de átomos de cada elemento em ambos os lados da equação. Podemos mudar apenas os coeficientes estequiométricos e nunca o índice (atomicidade).
- III. Olhar para os elementos que aparecem apenas uma vez em cada lado da equação e com um número igual de átomos em cada lado – as fórmulas contendo esses elementos devem ter o mesmo coeficiente.
- IV. Em seguida, olhar para os elementos que aparecem apenas uma vez em cada lado da equação mas com número de átomos diferente. Acertar estes elementos.

- V. Finalmente, acertar os elementos que aparecem em duas ou mais fórmulas de um mesmo lado da equação.

Verificar a equação acertada para se certificar que o número total de cada tipo de átomos em ambos os lados da seta da equação é o mesmo.

Exemplo: Balancear a seguinte equação.



Observamos que os três elementos aparecem apenas uma vez em cada lado da equação, mas apenas K e Cl aparecem em igual número de átomos em cada lado. Assim,  $\text{KClO}_3$  e  $\text{KCl}$  devem ter o mesmo coeficiente. O passo seguinte é fazer com que o número de átomos de O seja o mesmo em ambos os lados da equação. Visto que há três átomos de O na esquerda e dois átomos de O na direita da equação, podemos acertar os átomos de O colocando um 2 antes de  $\text{KClO}_3$  e uma 3 antes de  $\text{O}_2$ .



Finalmente, acertando os átomos de K e Cl colocando um 2 antes do  $\text{KCl}$ :



Para equações de redox simples podemos usar o método descrito acima, para equações mais complexas usaremos os métodos descritos abaixo.

### 2.5.3. Balanceamento em meio ácido.

Suponha-se que nos é pedido para acertar a equação que representa a oxidação dos íons  $\text{Fe}^{2+}$  a íons  $\text{Fe}^{3+}$  pelos íons  $(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$ , em meio ácido. Os íons  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  são reduzidos a íons  $\text{Cr}^{3+}$ . As etapas seguintes ajuda-nos a realizar a tarefa solicitada.

**Passo 1.** Escrever a equação não acertada da reação na forma iônica.



**Passo 2.** Separar a equação em duas semi-reações.



**Passo 3.** Acertar todos os átomos, a exceção de O e H separadamente em cada semi-reação.

A semi-reação de oxidação já está acertada para os átomos de Fe. Na semi-reação de redução multiplicamos o  $\text{Cr}^{3+}$  por 2 de forma a acertar os átomos



**Passo 4.** Para reações em meio ácido, acrescentar  $\text{H}_2\text{O}$  para acertar os átomos de O e  $\text{H}^+$  para acertar os átomos de H. Como a reação ocorre em meio ácido, adicionamos sete moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  ao lado direito da semi-reação de redução para acertar os átomos de O.



Para acertar os átomos de H, adicionamos quatorze íão de  $\text{H}^+$  no lado esquerdo da equação.



**Passo.5.** Adicionar eletrões a um dos lados de cada semi-reações para acertar as cargas.

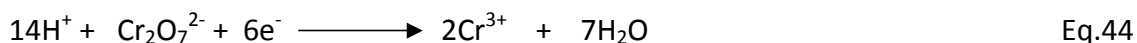
Se necessário, igualar o número de eletrões nas duas semi-reações multiplicando uma ou ambas as reações pelos coeficientes apropriados.

Para a semi-reação de oxidação escrevemos



Adicionamos um eletrão do lado direito de formar a haver uma carga  $2^+$  em ambos os lados das semi-reação.

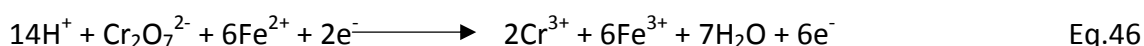
Na semi-reação de redução existem doze cargas positivas no lado esquerdo da equação e apenas seis cargas positivas do lado direito. Portanto, adicionamos seis eletrões do lado esquerdo.



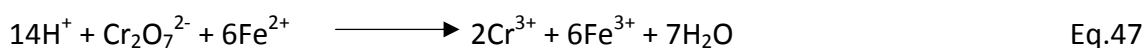
Para igualar o número de elétrons em ambas as semi-reações, multiplicamos a semi-reação de oxidação por 6:



**Passo 6.** Adicionar as duas semi-reações e verificar se a equação final está acertada. Os elétrons em ambos os lados devem anular-se mutuamente. As duas semi-reações são adicionadas para dar



Os elétrons em ambos os lados eliminam-se e obtemos a equação iônica global:



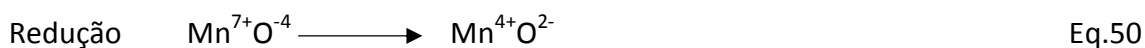
**Passo 7.** Verificar se a equação contém o mesmo número de cada tipo de átomos bem como as mesmas cargas em ambos os lados da equação.

#### 2.5.4. Balanceamento em meio básico.

Para equações em meio básico, acertam-se primeiro os ácidos como se procede em meio ácido (passo 4). Em seguida, por cada íon  $\text{H}^+$ , adicionar um igual número de íons de  $\text{OH}^-$  a ambos os lados da equação. No lado da equação em que se encontram simultaneamente os íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  combine-os para dar  $\text{H}_2\text{O}$ .

Exemplo: escrever a equação iônica acertada que representa a oxidação do íon iodeto ( $\text{I}^-$ ) pelo íon permanganato ( $\text{MnO}_4^-$ ), em solução básica, para originar iodo molecular ( $\text{I}_2$ ) e óxido de manganês (IV) ( $\text{MnO}_2$ ).

**Passo 1.** A equação não acertada é



**Passo 3.** Para a acertar os átomos de I na semi-reação de oxidação, escrevemos



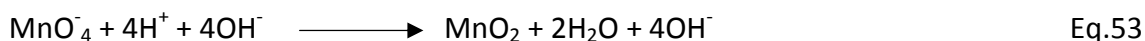
**Passo 4.** Na semi-reação de redução, para acertar os átomos de O acrescentamos duas moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  ao lado direito:



Para acertar os átomos de H, acrescentamos quatro íons  $\text{H}^+$  ao lado esquerdo



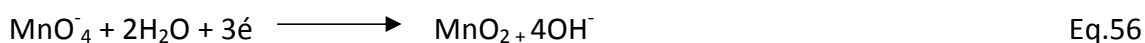
Como a reação ocorre em meio básico e existem quatro íons  $\text{H}^+$ , adicionamos quatro íons  $\text{OH}^-$  em ambos lados da equação.



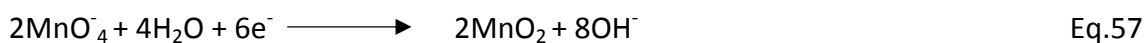
Combinando os íons  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  para dar  $\text{H}_2\text{O}$ , obtemos



**Passo 5.** Em seguida, acertamos as cargas das suas semi-reações da seguinte maneira:



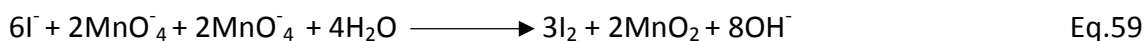
Para igualar o número de elétrons, multiplicamos a semi-reação de oxidação por 3 e a semi-reação de redução por 2:



**Passo 6.** As duas semi-reações são adicionadas para dar



Depois eliminamos os elétrons em ambos os lados, obtemos

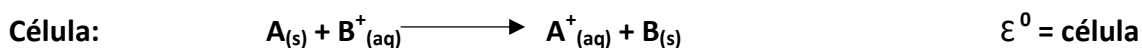


**Passo 7.** A revisão final mostra que a equação está acertada que em termos de átomos quer em termos de cargas.

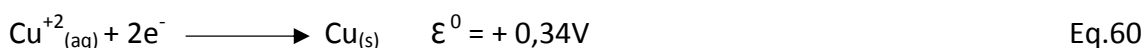
## 2.6. Calculando a tensão da célula

Sabemos que cada metal tem uma capacidade própria de doar elétron, e que alguns metais tem uma maior tendência em doar elétrons (oxidar), tornando-se um metal mais reativo. E que outros metais tem uma tendência maior em receber elétrons (reduzir). A IUPAC (União Internacional da Química Pura e Aplicada) aconselha que se trabalhe preferencialmente com potencial-padrão de redução. Para determinarmos o potencial padrão de uma célula, ou a voltagem de uma célula, devemos conhecer os valores dos potenciais-padrão de oxidação ou redução. O potencial-padrão de oxidação e redução é igual para o mesmo metal, só muda o sinal positivo (+) para oxidação e negativo (-) para redução.

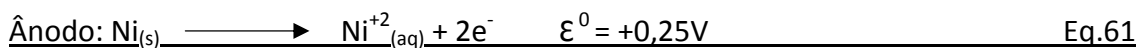
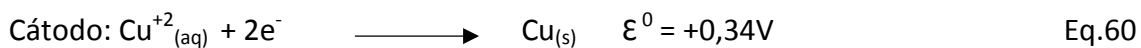
Irá oxidar ou reduzir aquele metal que tiver maior potencial para oxidar. Determinado qual metal tem o maior tendência em ganhar (redução) o outro metal sofrerá uma oxidação (oxida). O próximo passo é escrever cada equação com os seus respectivos potenciais. A equação de oxidação (anódica) e a equação de redução (catódica). A equação global consiste na soma das duas semi-reações.



Exemplo:



O potencial fornecido foi o de redução, então como o cobre (Cu) tem maior poder de redução que o níquel (Ni), o cobre reduzirá e o níquel oxidará. Então devemos inverter a equação do níquel de redução, para oxidação.



Ao longo desse capítulo procedeu-se a uma contextualização científico-pedagógica relacionando os aspetos científicos com os *currícula* e com o que surge nos manuais escolares do 11º e 12º ano. Em (2.7.) desenvolve-se estes aspetos com mais detalhes, apresentando os conteúdos e objectivos do Ministério da Educação do Brasil e de Portugal, para cada um dos anos letivos no qual é discutido oxidação-redução. Apresenta-se também um resumo de como é abordado este tema dentro de alguns manuais para o 7º, 11º e 12º ano de escolaridade.

## 2.7. Enquadramento curricular de redox

### 2.7.1. Currícula

A oxidação-redução (redox) está presente nos programas da componente de Química do 1º ano do ensino médio e no 2º ano do ensino médio no Brasil. Em Portugal, está presente de maneira discreta, dentro do subdomínio “reações químicas”, abordada na componente de Química do 8º ano de escolaridade, na componente de Química A do 11º ano de escolaridade, dentro do subdomínio “reação de oxidação-redução”, na componente de Química A do 12º ano de escolaridade, dentro do subdomínio “degradação dos metais”.

Os respetivos conteúdos e objetivos do Ministério da Educação, para cada um dos anos letivos, são apresentados de seguida.

### 2.7.2. Curricular no Brasil

Os Parâmetros Curriculares Nacionais para o Ensino Médio (PCNEM) e as Diretrizes Curriculares Nacionais do Ensino Médio (DCNEM), fazem referência explícita às disciplinas, vinculadas às três áreas do conhecimento, Linguagens e Códigos e suas Tecnologias (LCT), Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias (CNMT) e

Ciências Humanas e suas Tecnologias. Essas três áreas devem ser trabalhadas para contemplar os três conjuntos de competências gerais exigidas para o ensino médio no Brasil. Para CNMT a competência atribuída é a investigação e compreensão. Esta competência envolve medidas, escalas, construção de modelos representativos e explicativos, que contribuem para a compreensão das leis naturais e de sínteses teóricas, além de outros aspetos inerentes ao aprendizado científico (PCQEM, 2013).

A química é abordada dentro área Ciências da Natureza e suas Tecnologias. O primeiro contacto dos estudantes brasileiros com a disciplina de química é a partir do 9º ano do ensino fundamental. No 1º ano do ensino médio o conceito de oxidação é trabalhada de uma maneira mais superficial. O conteúdo de oxidação-redução é trabalhado de uma forma mais detalhada no 2º ano do ensino médio. De seguida, apresentaremos os conteúdos os objetivos do Ministério da Educação para o ensino de oxidação-redução no Brasil, de acordo com as Diretrizes Curriculares de Química. (Ministério da Educação, 2006)

Tema: Processos de oxidação e redução

Expectativa de aprendizagem:

- Reconhecer processos de oxidação e redução no cotidiano;
- Identificar o número de elétrons envolvidos nos processos de oxidação e redução e a atribuição do número de oxidação das espécies químicas;
- Identificar espécies químicas presentes em transformações de oxidação e redução;
- Classificar os processos químicos, como oxidação ou redução, de acordo com a variação de carga elétrica das espécies;
- Relacionar a carga dos iões à relação entre o número de prótons e eletrões;
- Relacionar o movimento de elétrons e de iões com a condução de corrente elétrica;
- Identificar os metais e ametais, respetivamente, como doadores e receptores de eletrões;
- Diferenciar potencial de oxidação e redução;



- Diferenciar processos espontâneos ou não espontâneos por meio da diferença de potencial nos processos de oxirredução;
- Representar as reações eletroquímicas, tanto as semirreações como a reação global por meio de equações;
- Identificar o potencial de oxidação e redução das espécies químicas, medido em eV ou Volt;
- Compreender os procedimentos utilizados para efetuar cálculos de força eletromotriz de pilhas;
- Calcular a força eletromotriz gerada durante o funcionamento de uma pilha;
- Identificar os polos positivo e negativo, como catodo e anodo, respetivamente;
- Reconhecer as transformações químicas não espontâneas, que ocorrem pela passagem de corrente elétrica por um sistema;
- Compreender o princípio de funcionamento de uma pilha eletroquímica;
- Consultar tabelas de potencial eletroquímico, para fazer previsões sobre a ocorrência das transformações;
- Conhecer os constituintes das pilhas e das baterias mais utilizadas e o seu funcionamento;
- Compreender o processo de eletrólise utilizado na obtenção de alumínio e de outros metais, a partir de aplicações tecnológicas, como cromação, galvanização;
- Reconhecer o impacto ambiental gerado pelos processos de obtenção de metais e de descartes de pilhas e baterias;

Ao final do 1º ano do Ensino Médio, os estudantes devem reconhecer as evidências de reações químicas, que indicam o aparecimento de novas substâncias, associando as reações oxidação-redução com as reações de combustão, corrosão de metais e a respiração. Ao final do 2º ano do ensino médio, o conhecimento que deve estar consolidado, diz respeito ao movimento de eletrões, ou seja, às reações de oxidação-redução, funcionamento de pilhas e baterias e a eletrólise. No 2º ano do ensino médio, todo o conteúdo de oxidação-redução é abordado e aprofundado, desde a produção de eletricidade a partir de reações químicas até os riscos do descarte de pilhas e baterias, contendo substâncias tóxicas para o ambiente. Procede-se de seguida, o

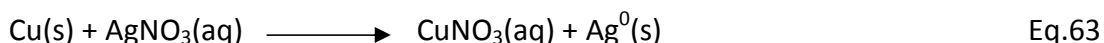
enquadramento escolar deste tema num dos livros adotados atualmente para 2º ano do Ensino Médio no Brasil.

### **Manual escolar brasileiro**

Manual escolar (Ciscato, Pereira, Chemello & Proti (2016)

Neste manual a unidade oxidação-redução começa por associar a oxidação-redução aos processos de corrosão e aos danos económicos deste processo. De seguida, faz-se uma abordagem da ocorrência de fenómenos espontâneos de oxidação e redução.

Definindo oxidação como a espécie química que perde um ou mais eletrão numa reação química e redução como a espécie química que ganha um ou mais eletrão numa reação química. Usa-se uma solução de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) com uma barra metálica de cobre (Cu) para mostrar a oxidação e redução de acordo com a equação abaixo:



Para explicar o número de oxidação nas espécies químicas o autor explica novamente um conteúdo que é abordado no 1º ano do Ensino Médio, a eletronegatividade. Associando este conceito, as cargas que surgem ao redor do átomo durante uma ligação química. Explica as ligações iónicas e covalentes com base na diferença de eletronegatividade e aborda o surgimento das cargas (nox) nos átomos envolvidos.

Por fim, ressalta que o fenómeno de oxidação-redução estão interligados, os eletrões recebidos pela espécie que é reduzido são doados pela outra espécie que oxidou. Nesta parte, aborda-se o conceito de agente oxidante (espécie química que promove a oxidação é aquela que é reduzida) e agente redutor (espécie química que promove a redução é aquela que é oxidada). De seguida, faz-se uma abordagem sobre a determinação do nox em diferentes espécies químicas. A unidade é finalizada com questões sobre o tema.

### 2.7.3. Curricular em Portugal

Os respetivos conteúdos e objetivos do Ministério da Educação, para cada um dos anos letivos, são apresentados de seguida.

#### 1) **8º ANO DE ESCOLARIDADE** (Ministério da Educação, 2014)

O assunto oxidação-redução vem abordado de uma maneira discreta nas metas curriculares e nas orientações curriculares do 3º ciclo do ensino básico.

Domínio: Reações químicas

Subdomínio: Tipos de reações químicas

Objetivos:

2.3. Associar as reações de combustão, a corrosão de metais e a respiração a um tipo de reações químicas que se designam por reações de oxidação-redução.

#### **11º ANO DE ESCOLARIDADE** (Ministério da Educação, 2014 )

Componente de Química A

Domínio: Reações em sistemas aquosos

Subdomínio: Reações de oxidação-redução

Objetivo geral: reconhecer as reações de oxidação-redução como reações de transferência de eletrões e interpretar a ação de ácidos sobre alguns metais como um processo de oxidação-redução.

Conteúdos:

#### **Caracterização das reações de oxidação-redução**

- conceitos de oxidação e redução
- espécie oxidada e espécie reduzida
- oxidante e redutor o número de oxidação
- semirreações de oxidação e de redução

## **Força relativa de oxidantes e redutores**

- reação ácido-metal
- poder redutor e poder oxidante
- série eletroquímica

## **Metas curriculares**

### **Reações de oxidação-redução**

- Reconhecer as reações de oxidação-redução como reações de transferência de elétrons e interpretar a ação de ácidos sobre alguns metais como um processo de oxidação-redução;
- Associar oxidação à cedência de elétrons e redução ao ganho de elétrons;
- Interpretar reações de oxidação-redução como reações de transferência de elétrons;
- Identificar, numa reação de oxidação-redução, as espécies químicas oxidada (reduzida) e reduzida (oxidante);
- Identificar estados de oxidação de um elemento em substâncias elementares; compostas e em espécies iônicas a partir do cálculo do seu número de oxidação;
- Usar o conceito de número de oxidação na identificação de reações de oxidação-redução;
- Acertar equações químicas de oxidação-redução em casos simples;
- Interpretar uma reação de oxidação-redução como um processo em que ocorrem simultaneamente uma oxidação e uma redução, escrevendo as semiequações correspondentes;
- Associar a ocorrência de uma reação ácido-metal à oxidação do metal com redução simultânea do íon hidrogénio;
- Comparar o poder redutor de alguns metais;
- Prever se uma reação de oxidação-redução ocorre usando uma série eletroquímica adequada;
- Interpretar a corrosão dos metais como um processo de oxidação-redução;

## **12º ANO DE ESCOLARIDADE (Minsitério da Educação 2014)**

Componente de Química A

Domínio: metais e ligas metálicas

Subdomínio: estrutura e propriedades dos metais; degradação dos metais; metais, ambiente e vida.

### **Degradação dos metais**

1. Objetivo geral: Consolidar e ampliar conhecimentos sobre reações de oxidação-redução como transformações que envolvem transferência de eletrões e energia eléctrica.

2. Conteúdos

#### **a) Corrosão: uma oxidação indesejada**

- corrosão como uma oxidação de oxidação-redução
- importância dos meios numa reação de oxidação-redução

#### **b) Pilhas e baterias: um oxidação útil**

- pilhas como fonte de energia
- reatividade dos metais e o potencial padrão de redução
- extensão das reações redox As pilhas no quotidiano: pilhas alcalinas, pilhas recarregáveis, baterias e acumuladores
- As pilhas do futuro: pilhas de combustível ou a combustão à distância

#### **c) Protecção de metais**

- As ligas metálicas e a resistência à corrosão
- A protecção catódica
- Protecção de superfície: galvanoplastia e anodização

## **Metas curriculares**

**Degradação dos metais:** consolidar e ampliar sobre reações de oxidação-redução como transformações que envolvem transferência de eletrões e energia.

- Corrosão: uma oxidação indesejada;
- Indicar que a maioria dos metais de transição apresenta uma grande variedade de estados de oxidação e que essa variedade resulta da perda de eletrões de orbitais d;
- Associar a corrosão atmosférica ao processo natural de oxidação dos metais numa atmosfera rica em oxigénio que é facilitado por um meio aquoso;
- Relacionar a corrosão dos metais com fenómenos de oxidação-redução que conduzem à formação de óxidos, hidróxidos, sulfuretos ou carbonatos (ferrugem, verdetes ou patine);
- Interpretar a sequência de processos físico-químicos que estão na origem da formação de ferrugem, identificando as condições ambientais que a favorecem;
- Interpretar o processo de corrosão contínua do ferro com o facto da ferrugem, óxido de ferro (III) hidratado, de composição variável ser permeável, permitindo que o ferro continue exposto ao ar e à humidade;
- Interpretar o aumento da corrosão de metais pela presença de ácidos ou bases e de poluentes como, por exemplo, o dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ) e ainda meios com iões cloreto ( $\text{Cl}^-$ );
- Interpretar o efeito do pH do meio na corrosão dos metais;
- Acertar equações de oxidação-redução em meio ácido;

## **Pilhas e baterias: uma oxidação útil**

- Associar pilha (célula galvânica) a um dispositivo em que é produzido corrente elétrica a partir de uma reação de oxidação-redução espontâneo;
- Interpretar a reação da célula eletroquímica com base em duas semirreações ( reação de eléctrodo);

- Relacionar o ânodo de uma célula eletroquímica com o local (ou eléctrodo) onde ocorre a oxidação e o cátodo com o local (ou eléctrodo) onde ocorre a redução;
- Associar o ânodo de uma célula galvânica ao eléctrodo negativo e o cátodo ao eléctrodo positivo;
- Interpretar a função da ponte salina como componente de algumas células galvânicas;
- Indicar e justificar o sentido do fluxo dos eletrões no circuito exterior que liga os eléctrodos e o sentido dos ions na ponte salina;
- Associar eléctrodo inerte a um eléctrodo que não é oxidado ou reduzido na reação eletroquímica que ocorre na sua superfície;
- Representar uma célula galvânica pelo diagrama de célula;
- Associar a força eletromotriz de uma célula galvânica (ou tensão da célula) à diferença de potencial eléctrico entre os dois eléctrodos, medida num voltímetro;
- Indicar que a diferença de potencial de uma célula galvânica depende da temperatura, da natureza dos eléctrodos e da concentração dos iões envolvidos na reação;
- Associar a tensão padrão de uma célula galvânica à diferença de potencial medida em condições padrão: concentração  $1 \text{ mol dm}^{-3}$  para as soluções e pressão  $1,01 \times 10^5 \text{ Pa}$  para gases;
- Identificar o par  $\text{H}^+/\text{H}_2$  como termo de comparação para potenciais padrão de redução, associando-lhe o potencial zero;
- Interpretar o conceito de potencial padrão de redução;
- Prever a maior ou menor extensão de uma reação de oxidação-redução com base na série;
- eletroquímica de potenciais padrão de redução;

- Determinar a força eletromotriz de uma célula eletroquímica em condições padrão a partir de valores dos potenciais padrão de redução;

### **Proteção de metais**

- Identificar alguns metais e ligas metálicas com elevada resistência à corrosão;
- Interpretar o processo de proteção catódica e o papel do ânodo de sacrifício em aplicações correntes como, por exemplo, proteção de oleodutos (pipelines), termoacumuladores e navios;
- Identificar a galvanoplastia como uma técnica de revestimento para proteção de metais e interpretar o processo a partir de série eletroquímica;
- Identificar a anodização do alumínio como um processo que aproveita o facto de o alumínio ser naturalmente protegido da oxidação pela formação de uma camada impermeável de óxido de alumínio;

Apesar de fazer parte dos programas do 8º, 11º e 12º anos de escolaridade, a abordagem de oxidação-redução é normalmente realizada no 11º ano de escolaridade. No 8º ano de escolaridade a abordagem é realizada de uma maneira muito superficial, associando as reações oxidação-redução com as reações de combustão, corrosão de metais e a respiração. No 11º ano de escolaridade, o tema surge de uma maneira mais profunda, associando as reações de oxidação-redução ao conceito de transferência de eletrões, explorando o conceito de oxidação-redução ao nosso dia-a-dia como: corrosão de metais, baterias de carros, computadores ou telemóveis. Neste ano é apresentado todo o conceito de redox, desde poder redutor e oxidante dos metais até a exploração da série eletroquímica. No 12º ano o tema é abordado como uma forma de ampliar e consolidar os conceitos de redox, associando-os a produção de energia.

### **MANUAL ESCOLAR**

Manual escolar (Rodrigues, Santos, Miguelote & Santos (2016).

Neste manual a unidade oxidação-redução aborda os diferentes tipos de reações redox como: corrosão, combustão e o funcionamento de uma bateria. Para explicar o



conceito de oxidação-redução o manual retorna a origem do conceito do tema, abordando a teoria do flogístico (Stahl, G. E.) para explicar a calcinação/oxidação dos metais. De seguida, associa a oxidação com a presença do elemento oxigênio como reagente defendida por Antoine Lavoisier. O termo redução é associado inicialmente para designar a transformação de um óxido metálico no respectivo metal e logo depois, passou a ser associado a liberação de oxigênio.

Definindo oxidação como um processo no qual uma espécie química cede eletrões e a redução a um processo no qual uma espécie química ganha eletrões. Logo depois, aborda a dependência dos pares redox e os oxidantes e redutores. Usa-se uma solução de cloreto de zinco ( $\text{ZnCl}_2$ ) com uma barra metálica de zinco (Zn) para mostrar a oxidação-redução de acordo com a equação abaixo:



Para explicar o número de oxidação nas espécies químicas os autores associam o estado de oxidação à carga que esse átomo possuiria num composto se os eletrões fossem totalmente transferidos para o elemento químico com maior tendência para atrair os eletrões. De seguida, explica as regras para atribuição do número de oxidação, associando o agente redutor com: oxidação, provoca a redução do agente oxidante, perda de eletrões e o aumento do número do oxidação. O agente oxidante é associado com as palavras: redução, provoca a oxidação do agente redutor, recebe eletrões, e a redução do número de oxidação.

Os autores finalizam a unidade associando os oxidantes e redutores a série eletroquímica e as reações de ácido-metal, associando esta ao processo de corrosão dos metais. A unidade é encerrada com questões sobre o tema.

As estratégias que se propõem neste trabalho poderão ser uma forte ajuda para o ensino-aprendizagem do conceito de oxidação-redução, apresentando uma maneira diferente de abordar conceitos complexos e abstratos de uma maneira mais lúdica e divertida.

## **2.8. Concepções alternativas em redox**

### **Generalidades sobre concepções alternativas (C.A.)**

Ser professor, é um trabalho que exige muita atenção e destreza dos profissionais da educação. Ensinar por si só, já é um desafio. Ensinar conceitos de química torna-se um grande desafio, exigindo dos profissionais desta área grande destreza para transitar entre o microscópico e o macroscópico, com a obrigação de não causar nenhum repúdio a matéria. Além de serem os responsáveis por ensinar conceitos científicos complexos e distante da realidade do aluno, são também obrigados a trazer estes conceitos mais próximos possíveis do dia-a-dia, buscando muitas vezes analogias para aproximar da realidade do aluno e tentar despertar nele o interesse pelo mundo das Ciências. No entanto, todos nós sabemos que o conhecimento não está restrito à sala de aula, neste processo de construção do conhecimento, os alunos também são influenciados pelos meios de comunicação (jornais, revistas, internet etc), ambiente familiar, etc. Todas essas informações muitas vezes, são distorcida em parte ou não condizem em nada com o conhecimento científico. Essas informações sem nenhuma orientação científica produz no aluno uma falsa ideia do que é realmente aceite como verdadeiro pela comunidade científica e acaba se tornando mais uma barreira para o professor ultrapassar/reconstruir na busca da construção do conhecimento científico.

Conforme os Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN), “os estudantes possuem um repertório de representações, conhecimentos intuitivos, adquiridos pela vivência, pela cultura e senso comum, acerca dos conceitos que serão ensinados na escola”.

A vinculação da escola com as questões sociais e com os valores democráticos, é primordial, não só do ponto de vista da seleção e tratamento dos conteúdos, como também da própria organização escolar. Também, através da globalização, as transformações científicas e tecnológicas e a necessária discussão ético-valorativa da sociedade apresentam para a escola a árdua tarefa de capacitar os alunos para participar da cultura, das relações sociais e políticas PCNs (2006).

Para Tignanelli (1998) a criança procura “as suas próprias explicações, geralmente sustentada pela sua fantasia, seja mítica ou mística. Se não lhe forem apresentadas outras opções, esse pensamento mágico da criança persistirá durante toda a sua vida”.

Muitas vezes, as concepções trazidas para a sala de aulas pelos alunos podem diferir tanto das ideais a serem ensinadas que chegam a influenciar o processo de sua aprendizagem, ou oferecerem resistência a mudanças (Driver, 1998).

Assim, um professor em sala de aula, antes de ensinar um determinado conteúdo, deve levar em consideração o conhecimento que o aluno já possui sobre o tema, descobrir quais são as concepções prévias dos alunos, facilita na maneira como podemos começar a abordagem no processo de ensino-aprendizagem da construção do conhecimento científico.

### **Mas o que são concepções alternativas?**

Muitas são as denominações utilizadas na literatura para os conhecimentos que os estudantes têm sobre os objetos de estudos das Ciências Naturais. Para Giordan (1996) as concepções eram chamadas de Pré-concepções, erros conceituais, concepções errôneas sempre atribuindo um sentido negativo.

Para Giordan (1995) as concepções intervêm na identificação da situação, na seleção das informações necessárias, no tratamento dessas informações para a produção dos sentidos. Há também autores que usam o termo ideias prévias (denominação geral). Outros usam teorias espontâneas, ciências dos estudantes, concepções espontâneas. Chamam ideais prévias aquelas que o sujeito constrói para interpretar e explicar eventos naturais cotidianos; são construções que os estudantes elaboram para dar resposta às necessidades pessoais de interpretar fenômenos naturais. Tais ideais resultam da interação com o outro nos cenários socioculturais.

Carrascosa (2005), distingue erro conceitual de concepções alternativas. Assim:

**Erros conceituais:** são respostas rápidas, seguras, contraditórias aos conhecimentos científicos vigentes, amplamente dominadas pelos estudantes e que se repetem insistentemente.

**Concepções alternativas:** são ideias que levam aos erros conceituais. Isso quer dizer que quando os estudantes cometem erros (em relação ao conhecimento científico), estes não são exatamente suas concepções alternativas, mas sim uma forma delas se manifestarem.

Na tentativa de tentar os entender os acontecimentos do nosso cotidiano, por vezes, acabamos gerando concepções alternativas. Para Cachapuz (1995) as concepções alternativas são: ideias que aparecem como alternativas a versões científicas de momento aceites, não podendo ser encaradas como distrações, lapsos de memória ou erros de cálculo, mas sim como potenciais modelos explicativos resultantes do um esforço consciente de teorização (Cachapuz, 1995: 361).

### **Quais as origens das concepções alternativas?**

Para Carrascosa (2005), a origem e a persistência das concepções na área de ciências surgem de diversas formas entre elas estão:

- I. Influência das naturezas físicas cotidianas: a influência das experiências físicas cotidianas é oriunda do caráter direto e reiterativo de experiências vividas, das formas sensoriais, assim como das maneiras destas serem interpretadas pelo pensamento cotidiano. Isto leva a internalizar, de forma acrítica, concepções sobre esses fenómenos. Quanto mais as concepções alternativas estão construídas nas experiências cotidianas de forma acrítica, mais complexos serão os processos para mudá-las;
- II. A influência das linguagens cotidianas (oral e escrita), que usamos no nosso dia-a-dia, nas nossas relações interpessoais, como também da linguagem dos meios de comunicação (rádio, TV, cinema, livros etc.): palavras científicas são usadas pelas pessoas no seu dia-a-dia, associada a um conceito errado do ponto de vista científico. Assim, quando chegam em sala de aula muitos das palavras científicas já foram assimilada e associada a um conceito errado.

- III. Erros conceituais presentes em alguns livros didáticos: o problema pode ser visto por duas vertentes.
- IV. A primeira ao de facto de que os conceitos aparecem já construídos, prontos e às vezes, de forma errada. E ao facto de que alguns livros didáticos apresentam erros gravíssimos ligados a figuras ou ilustrações, levando os estudantes a construir concepções alternativas. Também, a falta de um contexto histórico nos livros para contar a história da ciência a evolução e a origem de determinados conceitos, contribuem para assimilação de conceitos errados.
- V. Metodologia utilizada no processo de ensino-aprendizagem: as concepções alternativas trazidas pelos próprios professores, são facilmente transmitidas aos seus alunos. As estratégias de ensino e metodologias de trabalho pouco adequadas, utilizadas em sala de aula, explicam umas das possíveis causas da origem e persistência das concepções alternativas.
- VI. Também a falta de um maior conhecimento da história da ciência (do contexto histórico em que se formou determinada ideia, princípio, lei e enunciados) contribui para a formação de preconcepções nos alunos.

### **Caraterísticas das concepções alternativas dos estudantes**

As concepções alternativas, em geral, são incoerentes com o conhecimento científico, sendo umas das bases que dão sustentabilidade aos erros cometidos pelos alunos.

Segundo (Araújo, 2001) as concepções apresentam as seguintes caraterísticas:

- I. Elas representam uma visão pessoal, uma vez que cada indivíduo realiza uma experiência à sua própria maneira.
- II. São dotadas de certa coerência, sendo apresentadas pelos alunos como sendo sensatas e úteis ao que eles querem explicar.
- III. Costumam ser mutuamente inconsistentes, isto é, os alunos podem usar concepções alternativas diferentes para explicar um fenómeno que exige uma

mesma explicação, ou usar o mesmo modelo de explicação para factos que exigem explicações diferenciadas.

- IV. São esquemas persistentes e resistentes a mudanças.
- V. São esquemas que remontam a modelos historicamente ultrapassados.

Para Martinez (1999), as concepções dos estudantes tem as seguintes características:

- I. Têm carácter implícito (estruturação implícita). Dessa forma, as respostas deles a uma questão não seriam as concepções em si, mas uma forma destas se manifestarem. Pode não existir uma correspondência entre as manifestações externas e as concepções que estão por trás delas;
- II. Podem coexistir com outras concepções diferentes para um mesmo fenómeno (diversidade – coexistência). Quer dizer, um estudante pode ter diferentes esquemas mentais alternativos sobre um assunto, os quais competem entre si, face a uma situação dada;
- III. Têm um certo nível de sistematicidade e homogeneidade nos diferentes âmbitos (sistematicidade – homogeneidade limitada). Quer dizer, as concepções alternativas têm uma organização específica, diferente das ideais científicas, mas não estão fragmentadas, de forma incoerente. É um tipo de conhecimento sistematizado, todavia, qualitativamente diferente da sistematização do conhecimento científico;
- IV. São construções do tipo probabilístico (probabilidade). Nesse sentido, o critério de ativação para um esquema relativo a uma concepção alternativa é uma questão de lógica probabilística, com certo nível de incerteza no resultado. Assim, como explica o autor, a resposta de um estudante a uma questão concreta não está sujeita a uma lógica determinista, fixada previamente à formulação da mesma, e sim é resultado de um processo de decisão dentre diversos argumentos ou opções que têm o mesmo status.

Carrascosa (2005) diferencia muito bem os erros conceituais das concepções alternativas.

**Para ele os erros tem as seguintes características:**

- I. Repetem-se insistentemente ao longo de diferentes níveis educativos resistindo ao ensino do conhecimento sistematizado que os contradiz;
- II. Estão associados com frequência a uma determinada interpretação sobre um conceito científico dado, diferente do que é aceite pela comunidade científica;
- III. São respostas expressas de forma rápida, sem dúvidas, com a ideia de que são corretas;
- IV. São equívocos característicos de um grande número de estudantes e inclusive de alguns professores.

Carrascosa (2005) mostra as causas e a persistência que levam os alunos à apresentarem essas concepções. Também define muito bem o que são erros conceituais e concepções alternativas.

### **Alguns exemplos de Concepções Alternativas (C.A.) em química**

Concepções alternativas sobre dissolução de substância em água e sobre expansão térmica do ar, foram relatadas por Gondim e Mendes (2006) em um grupo de estudantes do curso de licenciatura em Química do Instituto Superior de Educação de Brasília – UniBrasília/Gama.

Os estudantes foram submetidos a um pré-teste e pós-teste com as mesmas perguntas.

O teste apresentava três perguntas: a dissolução de duas substâncias em água (cloreto de sódio e açúcar) e a expansão térmica do ar.

1. Partindo das seguintes representações para as substâncias:



ÁGUA



AÇÚCAR

Desenhe, abaixo, como se encontra as espécies em solução e explique sua representação:



Partindo das seguintes representações para as substâncias:



ÁGUA



CLORETO DE SÓDIO

Desenhe, abaixo, como se encontra as espécies em solução e explique sua representação:



A partir das respostas dos alunos foi construída uma tabela com os seus erros e suas respectivas concepções.

Tabela 2 - Erros e concepções dos alunos. (Gondim e Mendes, 2006.)

Erros	Concepções
Confusão entre o nível micro e macroscópico	As moléculas de água envolvem os grãos de açúcar que se dissolvem sendo envolvidos pelas moléculas de água.
Não-dissolução	Acreditamos que o estudante considera que a dissolução do açúcar só possa ocorrer a partir de agitação mecânica.
Proporção 1:1	Os estudantes não levam em consideração o excesso de solvente em relação ao soluto.
Formação de nova substância (dissolução como reação química)	A molécula de açúcar se acopla a molécula da água que é quebrada; As moléculas constituintes das substâncias estão dispersas formando uma nova substância.

Erros conceituais abordando ligações químicas vem sendo alvo de estudo por vários autores. Concepções alternativas dos estudantes sobre ligações químicas foram relatados por (Fernandez, 2006) numa revisão de literatura. Este artigo revela as



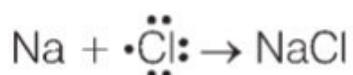
dificuldades conceituais encontradas pelas autoras, que foram divididos em categorias: a) confusão entre ligação iônica e covalente; b) antropomorfismos; c) regra do octeto; d) geometria das moléculas e polaridade; e) energia nas ligações químicas e f) representação das ligações.

**Confusão entre ligação iônica e covalente:** A ideia de compartilhamento pouco elaborada; conceito de eletronegatividade não está claro e, portanto, parece que não há uma regra governando o processo da ligação; para muitos alunos, parece que o conceito de ligação não está convenientemente diferenciado e a palavra “compartilhar” tem significado muito específico em Química.

- I. **Antropomorfismo:** o antropomorfismo é uma forma de pensamento que atribui características ou aspectos humanos a animais, deuses, elementos da natureza e constituintes da realidade em geral. Muitas explicações dos alunos para justificar a ligação revelam aspectos antropomórficos como, por exemplo, “o carbono quer fazer quatro ligações” (Barker e Millar, 2000).
- II. **Regra de Octeto:** os estudantes usam a regra do octeto como base para explicar as reações e as ligações químicas. Ao invés de as atrações dos íons que resultam da transferência de elétrons (Taber, 1998, *apud* Fernandez e Marcondes, 2006); parece haver uma tendência generalizada no ensino de Química de atribuir a estabilidade das substâncias à formação do octeto eletrônico; os autores alertam para o problema da ênfase no conhecimento ritualístico em detrimento do conhecimento de princípios químicos.
- III. **Geometria das moléculas e polaridade:** a maioria das concepções dos estudantes com relação à geometria e à polaridade das moléculas advém de dificuldades de visualização tridimensional e da falta de pré-requisitos para esse conhecimento; alguns estudantes explicam o conceito de polaridade sem mencionar a ideia de eletronegatividade (Nicoll, 2001, *apud* Fernandez e Marcondes 2006); reducionismo sobre polaridade da molécula.
- IV. **Energia nas ligações:** em relação à energia envolvida nas ligações, na mente de alguns estudantes “a ligação química é interpretada como se fosse uma mola e que, liberaria energia quando rompida” (Hapkiewicz, 1991. *apud* Fernandez e

Marcondes, 2006); os alunos têm a ideia de que “a ligação segura os átomos juntos e libera energia quando é rompida” (Hapkiewicz, 1991 *apud*, Fernandez e Marcondes, 2006); os estudantes acham também que “todas as reações são mais favoráveis em altas temperaturas”; “a energia é estocada nas ligações (da comida, do ATP) e é liberada nos processos químicos” (Teichert e Stacy, 2002 *apud*, Fernandez e Marcondes, 2006); muitos alunos compreendem a “ligação química como uma entidade física; somam-se a essa concepção ideias advindas da Biologia.

- V. **Representações das ligações:** as representações de modelos apresentadas em livros textos podem levar a interpretações errôneas por parte dos estudantes. Por exemplo, a formação do NaCl (s) é muitas vezes representada nos livros por:



Essa representação pode levar o aluno a pensar que um único átomo de sódio reage com um único átomo de cloro formando um único par iônico de NaCl, não levando em consideração a rede cristalina formada (Ben Zvi et al., 1987); confusão entre átomo e célula;” (Harrison e Treagust, 1996 *apud* Fernandez e Marcondes, 2006). Para alguns alunos o mundo microscópico tem as mesmas características que o macroscópico, só que apresenta tamanho reduzido (Posada, 1993); “falhas nas representações microscópicas de átomos e moléculas” (Nicoll, 2001 *apud* Fernandez e Marcondes, 2006).

Relações entre concepções dos estudantes e a forma de abordagem das ligações químicas (iônica e covalente) em livros de Ciências do 9º ano do Ensino fundamental foram relatados por Milaré (2007) em uma análise de 8 livros didáticos, a escolha do livro foi baseado no Programa Nacional do Livro Didático (PNLD). A análise seguiu a metodologia da Análise de Conteúdo (Bardin, 1977) e consistiu na leitura dos capítulos referentes às Ligações químicas e na classificação das explicações em categorias pré-estabelecidas conforme as concepções alternativas apresentadas na literatura. As categorias utilizadas foram: i) Regra do octeto como causa das ligações; ii)

Antropomorfismo; iii) Confusões entre ligações iônica e covalente; iv) Geometria molecular e v) Energia envolvida nas ligações.

Os livros escolares referidos não são isentos de favorecimentos de concepções alternativas nos alunos (Barros e Paulino, 2004, Valle, 2004, Gewandsznajder, 2002, Cruz, 2000, Alvarenga, 2000, Martins, 2002, Bortolozzo, 2002, Salém, 1999). As concepções encontradas de acordo com a categoria foram: regra de Octeto; confusão entre ligação iônica e ligação covalente e antropomorfismo.

Concepções alternativas dos alunos do 3º semestre do curso de licenciatura em química, que estavam cursando a disciplina Química Inorgânica (disciplina na qual é abordado as ligações químicas) da UFRP (Universidade Federal Rural de Pernambuco) sobre ligações químicas foram relatados por Fernandes, Campus e Júnior (2010). O levantamento dessas concepções foi realizada através da aplicação de um questionário envolvendo conceitos de ligação iônica, covalente e metálica, propriedades das substâncias de acordo com o tipo de ligação química e representação espacial. O trabalho foi realizado através de questionários abordando os temas acima. Os resultados mostraram que grande parte dos alunos não conseguiram responder às questões propostas. Apresentando diversas concepções, entre elas algumas já mencionadas noutros estudos como: confusão entre ligação iônica, covalente e metálica; propriedade das substâncias iônicas, covalentes e metálicas nas CNTPs.

Esses três estudos apontam para as possíveis causas das concepções alternativas no ambiente escolar como: a presença de concepções nos livros didáticos apresentadas por Fernandez e Marcondes (2006), a relação entre a origem das concepções nos alunos do ensino médio e a forma de apresentação destas nos livros didáticos do 9º ano, apresenta por Milaré (2007) e as concepções encontradas nos alunos de licenciatura em química da UFRPE (futuros professores) apresentada por Campos, Fernandes e Júnior (2010). Esses estudos apontam para as possíveis origens das concepções e mostram como elas são resistentes, mesmo após um ensino formal como as encontradas no grupo de universitários. Para Driver (1988) as concepções são resistentes e muitas vezes persistem apesar de vários anos de ensino formal.

A variedade das origens das concepções em ligações químicas, acabam formando um obstáculo para os alunos compreenderem o processo complexo da interação entre os átomos, a força eletrostática que unem os átomos, a eletronegatividade como fundamental no processo de “atração elétrica” dificultando a compreensão do mundo microscópico que envolve os eletrões nas ligações, facilitando a formação de concepções no ensino.

### **Casos de Concepções Alternativas em Redox (C.A.)**

Erros conceituais sobre eletroquímica foram relatados por Goes, Fernandez e Agostinho (2016) num grupo de professores do ensino médio de São Paulo ao participarem de um curso de extensão na Universidade de São Paulo. A coleta de dados se deu através de um questionário composto por onze questões abertas que envolveram os seguintes conceitos: defina reações de oxirredução; defina o termo oxidante; defina o termo redutor; defina o termo eléctrodo; defina o termo pilha; defina o termo célula eletrolítica; defina o termo ponte salina;

Alguns erros foram relatados neste trabalho, como: oxidação são reações que ocorrem com oxigénio e que produz corrente eléctrica. O termo oxidante foi definido das seguintes formas: elemento que quebra ligação; polo positivo; aumento do nox; provoca redução; ânodo.

Para a definição do termo redutor surgiram as seguintes repostas: é o oxigénio; ganha eletrão; polo negativo; diminui nox; provoca oxidação; cátodo.

Para a definição de eléctrodos surgiram as seguintes respostas: material que faz oxirredução; Mede o potencial; dispositivo bipolar; material utilizado; metais que doam ou recebem eletrão; troca de eletrão: conduz corrente.

Definição do termo pilha: dispositivo que conduz eletrão; acumulador de carga eléctrica; Troca de eletrão; conduz corrente.

Defina o termo célula eletrolítica: armazena eletrão; composta por polo positivo e negativo; pilha; decomposição por corrente.

Defina o termo ponte salina: transforma ácido em sal; água salgada em dois eléctrodos; fluxo de eletrões; balanço iónico.

Oxidação e redução; corrente eléctrica; ponte salina; ânodo e cátodo; diferença de potencial; funcionamento das pilhas eletroquímicas.

Para a força eletromotriz (fem) de uma pilha surgiram as seguintes respostas: força que movimenta eletrão; energia gerada; espontaneidade; capacidade de transformar eletricidade; energia para reação.

Quanto à seguinte pergunta: “como se mede a força eletromotriz (fem)?” Surgiram as seguintes respostas:  $i = \Delta Q / \Delta t$ ; entre a diferença entre duas células; cátodo – ânodo; em V; amperímetro; fluxo de eletrões.

Para a pergunta: “de que grandeza depende a força eletromotriz (fem) de uma pilha?” As respostas foram. Força; fluxo de eletrões; DDP; potencial de redução; V.

Quanto a pergunta: “como se calcula a força eletromotriz (fem)?” Obteve resposta como: corrente eléctrica; e DDP; voltímetro.

Erros conceituais sobre o ensino de oxi-redução envolvendo a construção de pilhas foram relatados por Caramel e Pacca (2011) em um grupo de estudante do ensino médio e universitários.

Com base na pilha abaixo, foram feitas algumas perguntas.

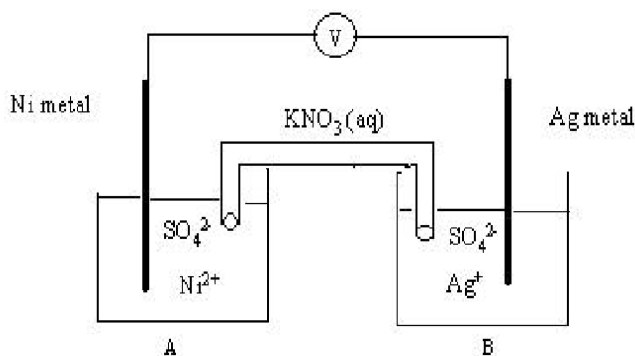


Figura 4 - Célula galvânica zinco-prata. (Caramel e Pacca. 2011).

1. Explique como a corrente elétrica é produzida nesta pilha.
2. Explique através de palavras, ou de desenho, o movimento das cargas (iões e /ou eletrões), de forma a produzir corrente elétrica.
3. Escreva as semi-reações de oxidação e de redução, que ocorrem na pilha acima.

Na categoria sentido das cargas, os alunos usaram o sentido “positivo para o negativo”, como opostos que se atraem para gerar corrente elétrica. A justificação para a circulação das cargas foi dada pelas diferenças de cargas no cátodo e ânodo.

Na parte que envolve o desenho das pilhas os alunos indicaram todos os componentes da pilha. Porém vários erros foram encontrados ao longo das suas respostas, como: a conservação das cargas, justificada somente pela oxidação e redução, não abordaram o desequilíbrio elétrico, simultaneamente nas soluções. Assim, a circulação das cargas só é percebida pelo circuito externo. Os alunos não explicam o papel da ponte salina e nem das soluções, ignoram as cargas iniciais das soluções e o aspeto dinâmico entre as espécies químicas em solução. Para alguns alunos os eletrões circulam pela ponte salinha, (como se fossem condução de eletrões em metal).

## **2.9. Analogias no Ensino de química**

### **2.9.1. Analogias em Ciências: modelo científico e analogias no ensino**

Sob o ponto de vista construtivista, aprender é um processo de construção ativa e que só é possível com base no conhecimento prévio adquirido (Carvalho e Justi, 2005). Na visão construtivista de aprendizagem, os alunos constroem seus conhecimentos a partir de conhecimentos já existentes e podem fazê-lo com ou sem participação da sociedade, em vez de apenas receber e armazenar passivamente os conhecimentos fornecidos (Treagust et al, 1992). Baseadas em conhecimentos prévios (conceitos, relações e imagens) adquiridos pelos alunos, as analogias tornam-se, então, fundamentais no processo de construção da aprendizagem de acordo com a abordagem construtivista (Carvalho e Justi, 2005). Por isso, compreender o uso das

analogias e modelos são ferramentas importantes no processo da construção do conhecimento.

Segundo Nagem e tal (2002), modelos são criados para um contexto, mas devem ser produzidos para serem usados em outros contextos. Os modelos podem ser divididos:

- Modelo mental: idealização mental de uma informação;
- Modelo expresso: modelo verbal;
- Modelo consensual: usado pela comunidade científica;
- Modelo de ensino: usado por professores no ensino.

De acordo com Monteiro (2000), modelo científico é utilizado para representar o mundo complexo e abstrato da ciência, de uma forma mais simples, mas sem perder as características e conceitos do alvo estudado. Modelos são as principais ferramentas usadas pelos cientistas para produzir conhecimento e um dos principais produtos da ciência. Através de modelos, os cientistas formulam questões acerca do mundo; descrevem, interpretam e explicam fenômenos; elaboram e testam hipóteses; e fazem previsões.

O desenvolvimento do conhecimento científico relativo a qualquer fenômeno relaciona-se normalmente com a produção de uma série de modelos com diferentes abrangências e poder de predição. Estas são razões suficientes para justificar a centralidade do papel de modelos no ensino e na aprendizagem de ciências. Um modelo deve ser entendido como uma representação (objeto, processo, evento, sistema ou ideia) existente na mente de quem o criou (modelo mental). Uma das formas de expressarmos esses modelos mentais é através das analogias, pois aí criamos um modelo expresso. E torna-se um modelo consensual a partir do momento que é aceito pela comunidade científica (Gilbert & Boulter, 1995, *apud*, Monteiro 2005).

O ensino de ciências envolve, muitas vezes, conceitos abstratos e de difícil compreensão. Na tentativa de facilitar o aprendizado, são desenvolvidos *modelos de ensino*: representações dos modelos consensuais que são produzidas (por professores ou autores de materiais instrucionais) com o objetivo específico de ajudar os alunos a

entenderem algum aspeto do conteúdo que se deseja ensinar-lhes (Gilbert & Boulter, 1995 - *apud* Carvalho e Justi, 2005). Entre os modelos de ensino, as analogias apresentam um papel muito importante.

### **2.9.2. Sobre o conceito e objetivos da Analogia**

De acordo com Duarte (2005), há uma grande variedade terminológica associada a analogia, mostrando alguma falta de acordo entre os diferentes investigadores, especialmente no que diz respeito ao termo utilizado para designar o conceito/fenómeno do domínio conhecido. Segundo o autor, apesar das diferenças, em todas as definições se reconhece que a analogia envolve o estabelecimento de comparações ou relações, entre o conhecido e o pouco conhecido ou desconhecido.

Segundo Nagem et al (2003) analogia, em vez de estabelecer uma banal relação de semelhança, estabelece uma imaginativa semelhança de relação, e tem, por isso, uma grande eficácia no desenvolvimento e na extensão do pensamento.

A analogia é uma comparação baseada em similaridade entre estruturas de dois domínios diferentes, um conhecido e outro desconhecido (Duit,1991) e (Treagust et al,1992).

Ou seja, analogia é uma proposta de ensino que recorre a algo familiar na tentativa de explicar/compreender os acontecimentos do mundo complexo e abstrato da Ciência. Normalmente, na tentativa de compreender e fomentar a construção do conhecimento científico desejado, analogia busca algo conhecido do aluno, para tentar apoiá-lo ou pelo menos como uma tentativa de estabelecer comparações/relações, entre estrutura de algo conhecido (análogo) e estrutura do conhecimento desejado (alvo). Analogia tenta dar um suporte de por onde e como introduzirmos/abordarmos a construção do conhecimento científico no ensino.

Para (Hoffman & Scheid, 2007) existem algumas divergências na literatura quanto a definição do conceito de analogia, porém, em todos os conceitos estabelecidos por diferentes autores, todos concordam que analogia estabelece uma comparação entre semelhanças e atributos presentes tanto no domínio do alvo quanto do análogo.



Segundo (Nagem e tal, 2002) analogias e metáforas estabelecem comparações e similaridades entre estruturas de dois domínios diferentes (alvo e análogo). Uma das diferenças entre elas está na maneira como a abordagem é feita. Na analogia a relação/comparação é feita explicitamente, mostrando as estruturas/similaridades do domínio do análogo que podemos encontrar no domínio do alvo. Na metáfora a comparação/relação é feita implicitamente, mostrando as características relativas que não são compartilhadas por ambas. Na verdade, podemos dizer que analogia é oposta a metáfora na forma da abordagem de estruturas de dois domínios diferentes, enquanto a analogia compara ou estabelece relações entre estruturas semelhantes, compartilhadas pelo alvo e o análogo. A metáfora aponta justamente a diferença entre ambas, como forma de incitar a mente a procurar pela similaridade (por isso, podemos dizer que esta relação é feita implicitamente).

Portanto, escolher uma analogia para trabalhar em sala de aula é uma tarefa bem mais complicada do que aparenta, o conceito de análogo (semelhanças, falhas e limitações) pretendida pelo professor, deverá ser transmitida integralmente ao aluno (o professor deverá certificar-se disso), só assim, a analogia ajudará no processo da construção do conhecimento, caso contrário a analogia poderá gerar no aluno mais dúvidas e confusões, abrindo caminho para gerar concepções alternativas.

Monteiro (2005), alerta para o perigo mais frequentemente apontado na utilização de analogias é que os alunos podem levar a analogia longe demais e, conseqüentemente, estabelecerem relações analógicas incorretas. Isto não diminui o valor das analogias enquanto modelos de ensino, mas ressalta a necessidade de auxiliar os alunos a identificarem não só as similaridades como também as diferenças entre o domínio da analogia e o domínio do alvo.

Dentre as relações incorretas podemos citar:

- A substituição do conceito em estudo pela própria analogia, ou apenas serem assimilados os detalhes mais evidentes, mascarando assim, a compreensão dos conceitos pretendidos.
- Analogia pode não ser compreendida/reconhecida como tal, não sendo útil do ponto de vista didático a sua utilização.

- A supervalorizados dos pontos positivos e a dificuldade em estabelecer as limitações da mesma.

Vários autores tem pesquisado sobre analogias e metáforas no processo de ensino e aprendizagem entre eles: Duit (1991), Dagher (1994), Glyn (1998), Harrison & Treagust (1994) e Nagem (1997), entre outros. Para os autores, analogia auxilia na aprendizagem dos conceitos científicos de uma forma significativa e reflexiva uma vez que, aproxima dois domínios diferentes presente no alvo e no análogo. Partindo do fato de que aprendizagem é um processo ativo de construção do conhecimento, partindo de conhecimentos previamente adquiridos para compreender o que ainda é desconhecido. Para que este processo ocorra é necessário ter uma didática que priorize a interatividade como elemento essencial para a construção do conhecimento, ou melhor, uma proposta de intervenção na ação educativa por meio de analogias e metáforas. (Silva e Pedrosa, 2013).

Duarte (2005) apresenta os pontos positivos (potencialidade) e negativos (dificuldade) que podemos obter ao trabalharmos com analogias em ciências. (por ex.: Duit, 1991; Newton, 2000; Treagust et al, 1992, *apud*, Duarte, 2005).

### **Potencialidades (Pontos positivos)**

Algumas das potencialidades frequentemente aduzidas para defender a utilização das analogias no ensino das ciências são as seguintes:

1. Desenvolvem o raciocínio analógico, organizam a percepção, desenvolvem capacidades cognitivas como a criatividade e a tomada de decisões;
2. Transforma o conhecimento científico mais inteligível e plausível, ajudando na compreensão dos conceitos abstratos, podendo vir a ser um motivador para promover o interesse dos alunos pelo mundo das ciências;
3. Pode torna-se uma ferramenta eficaz para a evolução ou uma mudança conceitual;
4. Facilita a observação do surgimento de possíveis concepções alternativas;
5. Podem ser usadas como método de avaliação/compreensão dos alunos;

### **Dificuldades (pontos negativos)**

1. A analogia pode não atingir o seu objetivo, os alunos podem apenas reterem os detalhes mais evidentes e apelativos ou até mesmo ser interpretada como o próprio conceito a ser transmitidos;
2. A analogia pode não ser compreendida pelos alunos;
3. A analogia pode não ser reconhecida como tal, não ficando explícita a sua utilidade;
4. Dificuldade de visualizar as limitações da analogia;

Duarte (2005) agrupa as analogias em três tipologias: modelos centrados no professor, modelos centrados no aluno e modelos centrados no professor e no aluno. Daremos ênfase ao modelo centrado no professor.

### **2.9.3. Modelo centrado no professor**

Nesse modelo destaca-se o TWA (“Teaching-with-Analogies”) ensinando com analogias proposto inicialmente por Glynn (1989). Que estabelece seis passos que, idealmente, poderiam ser levados em consideração quando se ensina com analogias:

1. Introduzir o assunto-alvo;
2. Sugerir o análogo;
3. Identificar as características relevantes do alvo e análogo;
4. Mapear similaridades;
5. Indicar onde a analogia falha;
6. Esboçar conclusões.

### **2.9.4. Tipos de analogias**

Partindo da definição de analogias como ferramentas no processo de construção de noções científicas por aproximarem dois conceitos heterogêneos, Ferraz & Terrazzan (2001) construíram, a partir de seus estudos, um conjunto de nove categorias que dizem respeito ao nível de organização das analogias utilizadas pelos professores:

- 1. Analogias simples:** são quase metáforas. Não fazem o mapeamento de qualquer atributo do domínio alvo ou análogo. Simplesmente comparam uma estrutura do domínio alvo com outra estrutura do domínio análogo de forma breve.
- 2. Analogias do tipo simples referindo-se à função:** propõe uma característica funcional do domínio alvo e logo propõe uma característica funcional do domínio análogo ou vice-versa. Pode ocorrer que a característica funcional não seja explícita, podendo simplesmente ser imaginada.
- 3. Analogias do tipo simples referindo-se à forma:** propõe o domínio alvo em referência à forma do domínio análogo. Apresentam a mesma aparência física geral.
- 4. Analogias do tipo simples referindo-se à função e a forma:** são analogias que apresentam características dos dois últimos tipos anteriores, tanto referentes à forma como à função.
- 5. Analogias do tipo simples referindo-se aos limites do análogo:** introduz o domínio alvo e logo indica aonde o análogo falha.
- 6. Analogia enriquecidas:** fazem o mapeamento explícito de algum atributo do domínio alvo ou análogo, ou seja, especificam correspondência(s) para as relações analógicas entre o alvo e análogo. Podem ainda conter os limites de validade entre alvo e análogo.
- 7. Analogias duplas ou triplas:** dois ou três conceitos-alvo diferentes e complementares são explicados por dois ou três análogos, cada um correspondente a um domínio alvo.
- 8. Analogias múltiplas:** apresentam o conceito-alvo e colocam mais de um análogo para explicar o mesmo alvo. Ou seja, vários análogos são usados para explicar um único tópico.
- 9. Analogias estendidas:** são mais sistemáticas. Vários atributos do conceito alvo são explicados e fazem correspondências ao análogo. Também, uma analogia estendida pode incluir as limitações da relação analógica. Além disso, uma

analogia estendida pode conter ainda mais de um análogo, complementar ao primeiro.

### 2.9.5. Analogias em química

Apresentaremos de seguida alguns exemplos de analogias no domínio da Química.

#### Exemplo Q.1.

Analogia apresentada por Junior (2007) foi a da chave-fechadura.

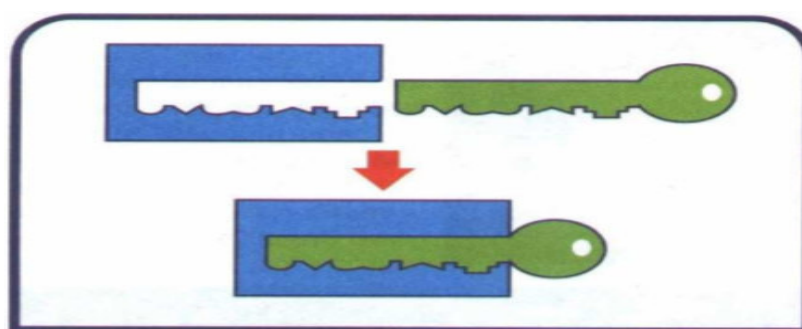


Figura 5 - Analogia entre chave e fechadura. (Júnior. 2007, p.552).

O modelo chave-fechadura explica por que determinadas substâncias têm princípio ativo no organismo e outras, não. Substâncias ativas são como chaves específicas que interagem com as macromoléculas, biorreceptores que atuam como fechaduras.

Esta tabela foi construída com base na analogia apresentada.

Tabela 3 - TWA para explicar ação enzima/substrato a partir da chave/fechadura.

<b>Assunto-Alvo</b>	Enzima/substrato
<b>Análogo</b>	Chave/fechadura
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	Cada enzima atua sobre um substrato específico. Assim, como cada fechadura tem a sua chave.
<b>Similaridade</b>	Cada substrato tem uma enzima específica para “quebrá-lo”. Assim, como a cada fechadura tem um modelo de chave para abri-la.
<b>Falha na analogia</b>	A fechadura representa o substrato, a chave representa a enzima. Ambos tem especificidade para serem abertas/quebradas.
<b>Conclusão</b>	A analogia explica a ação das enzimas num substrato. Aborda também como essas enzimas conseguem atuar sobre um substrato.

Analogias nas abordagens dos livros didáticos de química do ensino médio foram relatadas por Silva, Lima e Silva (2010). Classificadas de acordo com critério de Thiele e Treaguste (1994), faremos um breve comentário, seguindo o trabalho de Silva, Lima e Silva (2010) das classificações mencionadas.

1. Conteúdo do alvo: ‘Conteúdo do alvo’ é onde o conceito químico está sendo considerado pelo conceito alvo.
2. Localização: é o ponto do currículo em que a analogia é apresentada
3. Relação de analogia: se a analogia e o alvo compartilham atributos estruturais ou funcionais. A estrutural é quando o análogo e o alvo possuem a mesma aparência física geral. Já a relação funcional é quando a função do análogo é atribuída ao alvo.
4. Formato da apresentação: se a analogia é verbal ou ilustrativa. A analogia foi classificada como ilustração, quando estavam representadas somente por uma ilustração e verbal quando estavam representadas apenas verbalmente.
5. Nível de abstração: se a analogia e o alvo estão em um nível cognitivo abstrato ou concreto.

6. Posição em relação ao alvo: se ela é apresentada antes, durante ou depois da apresentação do alvo.
7. O nível de enriquecimento: é em que extensão a analogia e o alvo é feito pelo autor. É classificada como simples quando o domínio da analogia está ligado ao domínio do alvo por palavras como “pode ser comparada a”, “é semelhante”. Enriquecida quando o autor explica.
8. A orientação pré-tópico: se há a utilização de palavras do tipo “imagine que”, “é semelhante a”, “é como se fosse”, “podemos comparar”, “é análogo a” foi classificada como uma identificação.
9. A limitação: as analogias são subdivididas: não reconhece existência, reconhece e discute a existência das limitações.

### Exemplo Q.2.

**Analogia tipo simples funcional:** Níveis de energia (camadas) e o sapo/ escadas e eletrão.



Figura 6 - Analogia entre sapo/escada e o modelo atômico de Bohr. (Silva, Lima e Lima, 2010).

A tabela abaixo foi construída com base na analogia apresentada.

Tabela 4 - TWA para explicar analogia modelo atômico de Bohr/sapo subindo uma escada.

<b>Assunto-Alvo</b>	Modelo atômico de Bohr.	
<b>Análogo</b>	Sapo subindo uma escada	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	Esta analogia tenta explicar o modelo atômico de Bohr. As camadas (degraus da escada) representam os níveis de energia, onde encontramos os elétrons (representado pelo sapo), cada elétron só poderá estar numa camada específica de acordo com o seu nível de energia, segundo o modelo de Bohr.	
<b>Similaridade</b>	<i>Análogo</i>	<i>Alvo</i>
	Sapo	Elétron
	Escada	Camadas eletrônicas/níveis /órbita
	Subir as escadas consome energia do sapo. Descer as escadas “libera energia” no sentido que gasta menos energia comparado a subida.	Para se afastar do núcleo o átomo precisa de energia. Para voltar a órbita inicial libera energia
	Só é possível saltar de um degrau para o outro, impossível o sapo estar entre os degraus.	Só é permitido ao elétron saltar de uma órbita para a outra, não existindo órbita intermediária (movimento quantificado).
<b>Falha na analogia</b>	O comportamento do elétron ao redor do núcleo não é representado. O elétron gira em orbitas elípticas ao redor do núcleo. O sapo não apresenta esse movimento.	
<b>Conclusão</b>	A analogia aborda o modelo atômico de Bohr. Relaciona a energia para subir uma escada com a energia do elétron para saltar de uma camada para a outra.	

### Exemplo Q.3

Quando um avião está com os motores parados, nós vemos as pás das hélices em posição fixas e bem definidas.

Quando os motores estão funcionando, vemos círculos dentro dos quais teremos, em qualquer posição, a probabilidade de “topar” com uma pá da hélice. Esses círculos podem ser chamados de “orbitais” das pás das hélices.





Figura 7 - Analogia entre as pás das hélices e orbital molecular. (Silva, Lima e Silva. 2010).

A tabela abaixo foi construída com base na analogia apresentada.

Tabela 5- TWA analogia para explicar orbital molecular/par de hélice.

<b>Assunto-Alvo</b>	Orbital molecular	
<b>Análogo</b>	Pás das hélices	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	A região ocupada pelos pares das hélices (orbital molecular) e o movimento da hélice (movimento do elétron).É semelhante ao orbital molecular (região de maior densidade) local de maior probabilidade de encontrarmos o elétron e ao movimento do elétron.	
<b>Similaridade</b>	<i>Análogo</i>	<i>Alvo</i>
	Região ocupada pelo movimento das hélices	Orbital molecular
	Hélice em movimento	Movimento do elétron ao redor do núcleo
	Centro da hélice	Núcleo
<b>Falha na analogia</b>	O movimento circular das hélices não corresponde ao movimento elíptico do elétron ao redor do núcleo.	
<b>Conclusão</b>	Esta analogia tenta explicar os orbitais moleculares: região de máxima probabilidade de encontrarmos o elétron (região ocupada pelas as hélices em movimento). O movimento das hélices representam o movimento do elétron ao redor do núcleo.	

## Exemplo Q.4

**Analogia tipo simples estrutural:** Estrutura do  $C_{60}$ /bola



Figura 8 - Analogia entre a bola e a estrutura do  $C_{60}$ . (Silva, Lima e Silva, 2010).

A tabela abaixo foi construída com base na analogia apresentada.

Tabela 6- TWA para explicar a estrutura do C<sub>60</sub>/estrutura da bola

<b>Assunto-Alvo</b>	Estrutura do carbono C <sub>60</sub>	
<b>Análogo</b>	Bola	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	A forma circular da bola semelhante a fórmula estrutural do carbono. O fulureno um hidrocarboneto aromático com 60 carbonos, apresenta a fórmula estrutural semelhante a bola	
<b>Similaridade</b>	<i>Alvo</i>	<i>Análogo</i>
	Forma da bola/esférica	Estrutura geométrica do carbono 60
<b>Falha na analogia</b>	A analogia só é semelhante na parte estrutural. Não apresenta nenhuma semelhança física e química.	
<b>Conclusão</b>	A bola é usada para demonstrar a fórmula estrutural do fulureno.	

### Exemplo Q.5

**Analogia tipo simples:** Princípio da exclusão de Pauli/ endereço de uma pessoa: “ Por analogia, podemos dizer que um elétron é localizado por seus quatros números quânticos, da mesma maneira que uma pessoa é localizada por seu endereço – nome da rua, número do prédio, andar e número do apartamento. Assim, podemos enunciar o princípio da exclusão de Pauli: Num átomo, não existem dois elétrons com os quatros números quânticos iguais. (Analogia entre o endereço de uma pessoa e o Princípio da exclusão de Pauli. Silva, Lima e Silva, 2010).

A tabela abaixo foi construída com base na analogia apresentada.

Tabela 7- TWA para explicar o princípio da exclusão de Pauli/endereço de uma pessoa.

<b>Assunto-Alvo</b>	Princípio da exclusão de Pauli	
<b>Análogo</b>	Endereço de uma pessoa	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	Números quânticos representado pelo endereço completo de uma pessoa (rua, número do prédio, andar e número do apartamento). Este princípio diz que nenhum par de elétrons num átomo pode ter os quatros números quânticos iguais.	
<b>Similaridade</b>	<i>Análogo</i>	<i>Alvo</i>
	Endereço	Números quânticos
	Rua/número do prédio/andar e número do apartamento.	Número quântico principal ( $n$ )/número quântico de momento angular ( $l$ )/ número quântico magnético ( $m_l$ )/número quântico de spin electrónico ( $m_s$ ).
<b>Falha na analogia</b>	Duas pessoas podem ter o mesmo endereço, desde que morem na mesma casa. Já para o elétron é impossível dois elétrons dividirem os mesmos números quânticos.	
<b>Conclusão</b>	A analogia aborda os quatros números quânticos de um elétron ao endereço de uma pessoa. Número quântico principal determina ( $n$ ), determina o nível de energia principal, ou camada, da orbital; o número quântico de momento angular ( $l$ ), que determina a forma da orbital: o número quântico magnético ( $m_l$ ), que determina a orientação da orbital no espaço; e o número quântico electrónico de spin ( $m_s$ ), que se refere simplesmente à rotação do elétron em torno do seu próprio eixo.	

## Exemplo Q.6

Nesta analogia o autor aborda os estados físicos da matéria. Sólido, líquido e gasoso, respetivamente.



Figura 9 - Analogia entre as bolinhas e os estados físicos da matéria. (Silva, Lima e Silva, 2010).

A tabela abaixo foi construída com base na analogia apresentada.

Tabela 8- TWA para explicar mudança de estado físico da matéria/"bolinhas" representando a estrutura da água.

<b>Assunto-Alvo</b>	Mudança de estado físico da matéria	
<b>Análogo</b>	As “bolinhas” representando a estrutura da água.	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	A representação geométrica da água, as bolinhas vermelhas e amarelas representando os átomos de oxigénio e hidrogénio, respetivamente.	
<b>Similaridade</b>	<i>Análogo</i>	<i>Alvo</i>
	Gelo/ água líquida/ vapor	Os estados físicos da matéria sólido/líquido/gasoso
	Bolinhas amarelas e vermelhas	Átomos de hidrogénio e oxigénio, representando a molécula de água.
<b>Falha na analogia</b>	Nesta analogia o autor tenta representar a estrutura e o comportamento microscópico da molécula de água nos três estados físicos da matéria. A analogia não consegue explicar o movimento dinâmico da água, a interação entre as moléculas (ponte de hidrogénio) não estão representadas. Então, o aluno não consegue observar as pontes de hidrogénio sendo rompidas, durante a fusão, também não se observa o grau de agitação molecular associada ao aumento de energia quando se passa do estado sólido, líquido e gasoso, respetivamente.	
<b>Conclusão</b>	A analogia apenas aborda a fórmula molecular da água, mas não consegue explicar o comportamento a nível microscópico dos seus átomos.	

## Exemplo Q.7

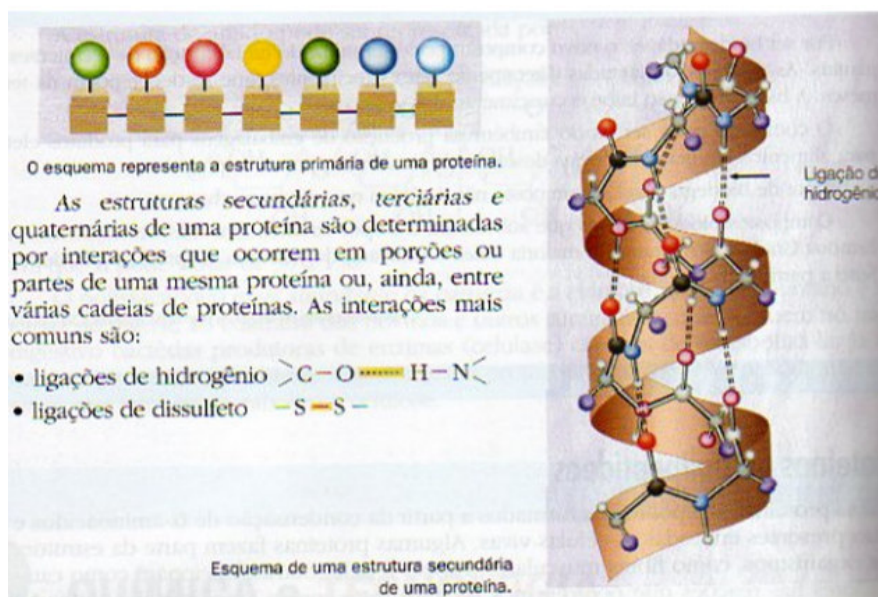


Figura 10 - Analogia utilizada para explicar as ligações de hidrogénio numa proteína. (Silva, Lima e Silva, 2010).

A tabela abaixo, foi construída com base na analogia acima.

Tabela 9- TWA para explicar ligações de hidrogénio/pontos tracejados.

<b>Assunto-Alvo</b>	Ligações de hidrogénio	
<b>Análogo</b>	Esferas coloridas representando os átomos da proteína, os pontos tracejados representam as “ligações de hidrogénio”.	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	O modelo de hélice é usado para explicar as ligações que ocorrem na estrutura de uma proteína, cada esfera representa os átomos que formam a proteína. As ligações covalentes são representadas por “traços inteiros”, as pontes de hidrogénio são representadas por pontos tracejados.	
<b>Similaridade</b>	Análogo	Alvo
	Fita em espiral	Estrutura da proteína
	Pontos (tracejados)	Ligação de hidrogénio
	Bola branca pequena	Átomos de hidrogénio
<b>Falha na analogia</b>	A analogia não consegue explicar a interação intermolecular. Não aborda a nível microscópico, como todas essas interações e ligações influenciam nas propriedades da proteína. Como solubilidade, ponto de fusão e ebulição.	
<b>Conclusão</b>	A analogia explica a interação “ponte de hidrogénio”, porém não aborda as caraterísticas dessa interação, suas propriedades e não consegue explicar a nível microscópico como essas interações ocorrem ao longo da cadeia de proteína.	

### Exemplo Q.8

O cabo-de-guerra, os dois grupos estão unidos porque ambos estão puxando a mesma corda.



Figura 11 - Analogia utilizada para explicar o compartilhamento de elétron numa ligação covalente. (Silva, Lima e Silva. 2010).

De uma maneira similar, numa ligação covalente, os dois átomos permanecem juntos, porque os dois núcleos “puxam” os mesmos elétrons.

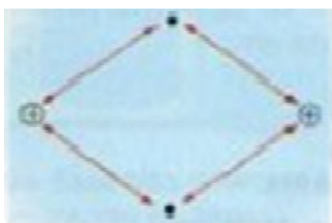


Figura 12 - Representação da disputa de elétrons por dois átomos. (Silva, Lima e Silva. 2010).

A tabela abaixo, foi construída com base na analogia acima, usamos o modelo TWA para explicar a analogia.

Tabela 10- TWA para explicar ligações covalentes/corda simbolizando o compartilhamento de elétrons.

<b>Assunto-Alvo</b>	Ligação covalente.	
<b>Análogo</b>	Corda simbolizando o compartilhamento de elétrons.	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	Os alunos simbolizam o comportamento do átomo durante uma ligação covalente. A corda representa o elétron que durante a brincadeira é compartilhada pelos alunos (átomos), assim, como o elétron é compartilhado pelos átomos.	
<b>Similaridade</b>	Análogo	Alvo
	Alunos	Átomos
	Corda	Elétron
<b>Falha na analogia</b>	Analogia não explica o comportamento microscópico do átomo durante a ligação química, não aborda a eletronegatividade que influencia o comportamento do elétron durante a ligação. Nem a característica eletrostática das ligações.	
<b>Conclusão</b>	A analogia aborda o comportamento do elétron, durante a ligação química, porém de uma maneira muito superficial.	

## Exemplo Q.9

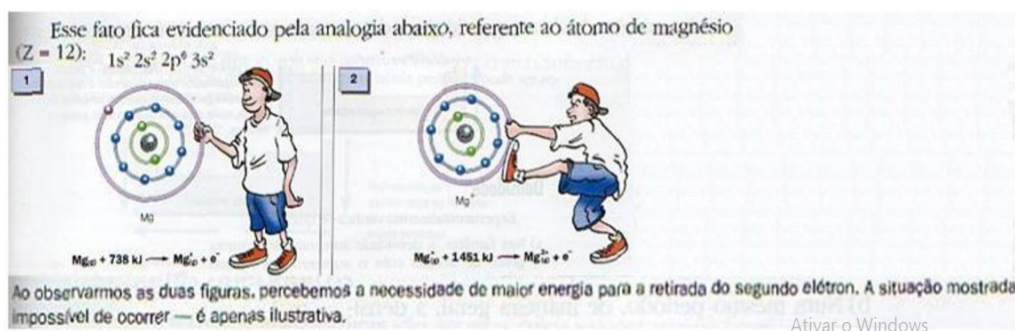


Figura 13 - Analogia utilizada para explicar o potencial de ionização (Silva, Lima e Silva. 2010).

A tabela TWA abaixo foi construída a partir da analogia acima.

Tabela 11- TWA para explicar potencial de ionização/força aplicada pela pessoa

<b>Assunto-Alvo</b>	Potencial de ionização.	
<b>Análogo</b>	A pessoa aplicando a energia para retirar o eletrão. Os eletrões representados pelas bolas presas ao círculo.	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	A força aplicada pelo “homem” está representando a energia necessária para retirar o eletrão. Os eletrões sendo representado pelas bolas ao redor do círculo. Cada círculo representa uma camada eletrônica. A energia necessária para retirar um eletrão é representada pela força que o “homem” faz para retirar o elétron. Mostrando que para retirar o segundo eletrão de um átomo é necessário aplicar mais força do que para tirar o primeiro. Semelhante a energia de ionização: energia necessária para retirar um eletrão de um átomo neutro, em estado fundamental e no estado gasoso. Sendo que, para a primeira retirada de eletrão a quantidade de energia requerida é menor que a segunda retirada, que por sua vez é menor que a terceira retirada, e assim sucessivamente.	
<b>Similaridade</b>	<i>Análogo</i>	<i>Alvo</i>
	Bolas	Eletrões
	Força aplicada	Potencial de ionização
	Círculos	Camadas
	Conjunto de bolas e círculos	Átomo
<b>Falha na analogia</b>	Nesta analogia verifica-se que o autor alerta para a parte meramente ilustrativa do desenho, facto que também é reforçado por Silva, Lima e Silva (2010) neste trabalho.	
<b>Conclusão</b>	A analogia aborda o potencial de ionização, energia para se retirar um eletrão de um átomo estado fundamental e isolado. Para explicar essa propriedade periódica utilizou o átomo de magnésio.	

Analogias encontradas no livro de química (Mortimer & Machado, 2007), aprovados pelo Plano Nacional do Livro Didático para o Ensino médio foram relatadas por Rosa, Pimentel e Terrazzan (2001). As analogias foram classificadas segundo Curtis e Reigeluth (1984) e analisadas quanto a contemplarem os passos de Modelo TWA (Glynn, 1991; Harrison & Treagust, 1993). Apresentaremos apenas os passos do modelo TWA.



## Exemplo Q.10

Tabela das apresentações analógicas segundo os passos do modelo TWA, apresentada por Rosa, Pimentel e Terrazzan 2011).

Tabela 12- Apresentação analógica segundo os passos do modelo TWA. Rosa, Pimentel e Terrazan,

Código da AA	Análogo	Alvo	Concordância com os passos do modelo TWA					
			1	2	3	4	5	6
AA Q001	Molas	Interações entre partículas, nos sólidos, líquidos e gases	C	C	NC*	NC	NC	NC
AA Q002	Panetone (pudim de passas)	Modelo atômico de Thomson	C	C	NC*	NC	NC	NC
AA Q003	Sistema solar (planetário)	Modelo atômico de Rutherford	C	C	CP*	CP	NC	CP
AA Q004	Uma pulga no centro de um estádio de futebol: relação de tamanhos	Núcleo no centro de um átomo: relação de tamanhos (volumes)	C	C	CP	CP	NC	CP
AA Q005	Parafuso	Parafuso telúrico: classificação periódica dos elementos químicos, de Chancourtois	C	NC	NC*	NC	NC	NC
AA Q006	Sequência de notas musicais	Lei da oitava: classificação periódica dos elementos químicos, de Newlands	C	CP	NC*	NC	NC	NC
AA Q007	Ondas do mar	Natureza da luz	CP	CP	NC*	NC	NC	NC
AA Q008	Degraus de uma escada	Níveis de energia do elétron no átomo de hidrogênio	C	C	C	CP	NC	CP
AA Q009	Identidade de uma pessoa	Conservação de massas em reações químicas	C	C	C	CP	NC	C
AA Q010	Dúzia	Mol	C	C	C	CP	CP	CP

AA Q011	Números de bolas de isopor de diferentes tamanhos em garrafas de igual volume e formato	Números de moléculas de massas diferentes em amostras de mesma massa	C	C	C	CP	NC	NC
AA Q012	Receita culinária	Reagentes limitantes em uma reação química	C	C	C	CP	NC	NC
AA Q013	Fluxo de água num moinho de água	Fluxos de calor nos ciclos de máquina térmica	C	C	NC	NC	NC	NC
AA Q014	Imagem especular das mãos	Quiralidade de uma molécula	C	C	C	NC	NC	NC
AA Q015	Forma de bote e cadeira	Conformação de uma molécula de hexano	C	C	NC*	NC	NC	NC
AA Q016	Chave-fechadura	Fármaco-biomacromolécula recetora	C	C	C	C	C	CP

\*Os análogos são tão simples, que os autores devem ter suposto ser desnecessário identificar as características relevantes deles.

Analogias encontradas em livros didáticos brasileiros destinados ao ensino de Química no nível Médio foram relatadas por Monteiro e Justi (2000). A análise destes livros visa discutir em que extensão tais analogias podem ser consideradas bons modelos de ensino. As analogias foram classificadas segundo Curtis e Reigeluth (1984). Não daremos ênfase neste momento. Construímos uma tabela TWA para algumas analogias

### Exemplo Q.11

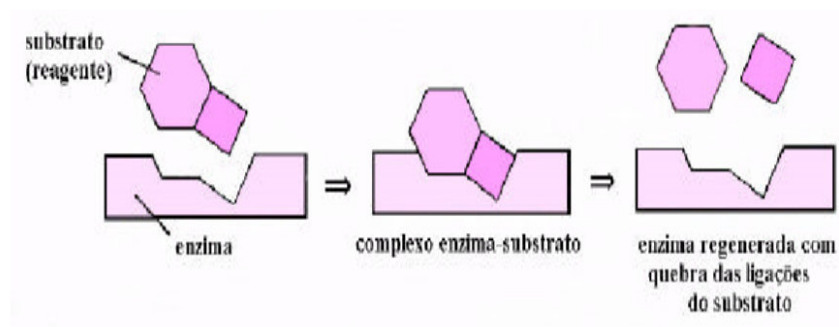


Figura 14 - Analogia para explicar o mecanismo da ação enzimática (enzima/substrato). (Monteiro e Justi. 2000, p.205).

A tabela foi construída e adaptada do trabalho de Monteiro e Justi, (2000).

Tabela 13- TWA para ação enzimática num substrato com ação chave na fechadura.

<b>Assunto-Alvo</b>	Enzima/substrato	
<b>Análogo</b>	Chave/fechadura	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	Cada substrato tem uma enzima específica para “quebrá-lo”. Assim, como a cada fechadura tem um modelo de chave para abri-la.	
<b>Similaridade</b>	Análogo	Alvo
	Fechadura	Substrato
	Chave	Enzima
	Abrir a porta	Quebrar o substrato
<b>Falha na analogia</b>	A especificidade enzimática depende das condições intracelulares. Também não aborda as especificidades relativas.	
<b>Conclusão</b>	A analogia explica a ação das enzimas num substrato. Aborda também como essas enzimas conseguem atuar sobre um substrato.	

## Exemplo Q.12



Figura 15 - Analogia para explicar a Lei de Hess através da escalada de uma montanha por dois caminhos diferentes. (Monteiro e Justi. 2000, p.138).

“Para chegar ao topo da montanha, vamos considerar dois caminhos possíveis: caminho I, que é a trilha já existente, e caminho II, que exige a escalada da montanha (portanto, deve-se vencer a altura verticalmente). O **caminho II, apesar de direto**, pode dar mais trabalho, pois requer, além de cordas e ganchos, habilidade do alpinista. Por outro lado, o **caminho I, apesar de não ser direto**, apresenta maior facilidade...”

(Livro D, v.2, p. 138, ênfases nossas).

A tabela TWA abaixo foi construída ou adaptada do trabalho de (Monteiro e Justi 2000).

Tabela 14- TWA para lei de Hess/escalada numa montanha

<b>Assunto-Alvo</b>	Lei de Hess.	
<b>Análogo</b>	Escalada numa montanha por dois caminhos diferentes.	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	Início da montanha e fim da montanha é semelhante a quantidade de calor no início e final das reacções (reagentes e produtos). Caminho a ser percorrido é semelhante a forma com que a reacção ocorre.	
<b>Similaridade</b>	Análogo	Alvo
	Escalar a montanha	Lei de Hess
	Os dois caminhos na reacção	Reacções químicas
	Início/ fim da montanha	Entalpia do estado inicial e final
<b>Falha na analogia</b>	A analogia não é clara no sentido que não importa o caminho escolhido, a variação da entalpia só depende do ponto inicial e final. Portanto, neste caso o ponto de partida (estado inicial) e ponto final (estado final) não depende do caminho e sim do ponto de partida e do ponto final.	
<b>Conclusão</b>	Não importa o caminho escolhido pelo alpinista, todos os caminhos levam ao cume da montanha. Assim, como a lei de Hess diz que a quantidade de calor trocada (entalpia da reacção) numa reacção química é sempre constante e não depende da maneira pela qual a reacção se realiza, ou seja, a entalpia é uma função de estado, portanto depende apenas do estado inicial e final: seja a reacção executada em uma ou mais etapas. Não se pode calcular a entalpia de uma substância, porém a variação de entalpia ( $\Delta H$ ), que também só depende do estado inicial e final.	

Analogia não é clara no sentido que não importa o caminho escolhido, a variação da entalpia só depende do ponto inicial e final. Portanto, neste caso o ponto de partida (estado inicial) e ponto final (estado final) não depende do caminho e sim do ponto de partida e do ponto final.

### Exemplo Q.13



Figura 2. Ilustração encontrada no Livro D, volume 1, página 67.

Figura 16 – Analogia para explicar o modelo atômico de Thonsom usando o pudim de passas.(Monteiro e Justi, 2000, p. 69).

"Thomson sugeriu que a massa total do átomo seria devida quase que totalmente apenas às cargas positivas (prótons). Estas estariam espalhadas, uniformemente, por toda uma esfera, formando uma massa compacta e uniforme. **Na superfície dessa massa estariam aderidos os elétrons**, espaçados de modo uniforme. Esse modelo seria semelhante a um pudim **coberto** com passas, como acabou ficando conhecido, em que o pudim seria a massa de cargas positivas e as passas os elétrons."

(Livro D, v.1, p. 69, ênfases nossas)

A tabela foi construída/adaptada do trabalho de (Monteiro e Justi. 2000).

Tabela 15- TWA para explicar conceito do modelo atômico de Thonsom/pudim de passas.

<b>Assunto-Alvo</b>	Conceito de modelo atômico de Thonsom.	
<b>Análogo</b>	Pudim de passas	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	O pudim esférico representa o átomo, as passas representam os eletrões no modelo de Thonsom.	
<b>Similaridade</b>	<i>Análogo</i>	<i>Alvo</i>
	Pudim de passas	Conceito do modelo atômico de Thonsom
	Massa do pudim	Massa do átomo (positiva)
	Passas	Eletrões (negativa)
<b>Falha na analogia</b>	O pudim que a maioria dos alunos conhecem não é esférico, como o apresentado nos livros. Os eletrões estão distribuídos ao redor do núcleo em níveis de energia determinado e não incrustado na massa como mostra a imagem, os alunos podem pensar que o eletrão é estático não apresenta movimento, como as passas incrustadas no pudim.	
<b>Conclusão</b>	A analogia é aplicada a um conceito de modelo atômico, e está presente em praticamente todos os livros de química, a analogia não consegue apresentar atributos importante para serem compartilhada com o alvo. O pudim representa a massa do eletrão (positiva) incrustada com passas que representa os eletrões (negativo) no modelo atômico de Thonsom. O átomo é considerado uma esfera, caraterística encontrada no análogo. Mas não em pudim feito em "casa", que os alunos conhecem.	

## Exemplo Q.14

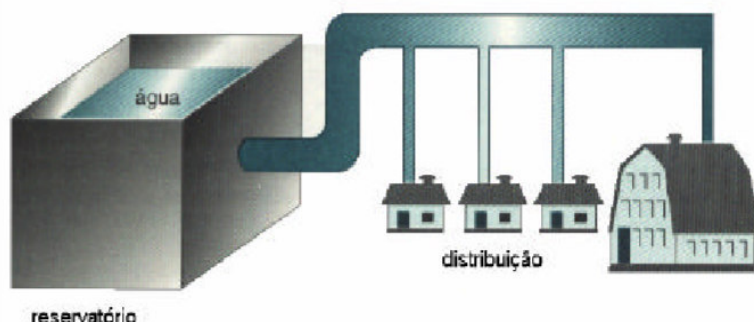


Figura 17 - Analogia para explicar a velocidade das reações não elementares através do fluxo de água numa instalação hidráulica. (Monteiro & Justi, 2000, p.69).

Com base na analogia apresentada foi possível construir a seguinte tabela TWA.

Tabela 16- TWA para explicar velocidade de reações não-elementares/fluxo de água numa hidráulica.

<b>Assunto-Alvo</b>	Velocidade de reações não-elementares	
<b>Análogo</b>	Fluxo de água numa instalação hidráulica	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	O fluxo da água é controlada pela tubulação mais fina. Assim, como a velocidade de uma reação não elementar é controlada pela reação mais lenta.	
<b>Similaridade</b>	<b>Análogo</b>	<b>Alvo</b>
	Fluxo de água numa instalação hidráulica	Fluxo de água numa instalação hidráulica
	Controle do fluxo de água pela tubulação mais fina	Controle da velocidade numa reação química pela reação mais lenta.
<b>Falha na analogia</b>	A tubulação mais fina controla o fluxo de água, assim como, numa reação química a velocidade da reação é limitada pela etapa lenta. Não importa a velocidade com o que ocorra as outras etapas nesta reação, a reação global será determinada pela etapa mais lenta, do mesmo jeito, da tubulação acima, a tubulação mais fina controla todo fluxo de água que passa por ela. A analogia não consegue explicar os aspetos microscópicos das reações, que a velocidade da reação é diretamente proporcional ao número de colisões por determinada unidade de tempo. Nas colisões moleculares parte da energia cinética é convertida em energia vibracional, o que poderá provocar quebra das ligações químicas, primeiro passo no sentido da formação dos produtos. A energia mínima para que os reagentes se transformem em produtos, ou seja, quando ocorrer a quebra das ligações, é chamada de energia de ativação ( $E_a$ ). E que numa reação não elementar, ou seja, reação que ocorre em mais de uma etapa, a velocidade da reação global é determinada por esta.	
<b>Conclusão</b>	A analogia é usada para mostrar que numa reação química não elementar a velocidade da reação é determinada pela etapa lenta. Assim, como a tubulação mais fina determina o fluxo de água.	

## Exemplo Q.15

“Mas, o que ocorre quando um átomo é colocado em uma chama?

Quando objetos são atirados para cima, eles voltam e se chocam com a superfície. A energia anteriormente recebida, na forma de energia cinética, é devolvida como calor ou como trabalho, já que o objeto pode até causar alguma deformação na superfície onde cai.

Analogamente, quando uma mola é esticada, sua energia potencial aumenta. Ao voltar à sua posição inicial, a mola devolve ao meio a energia anteriormente recebida também nas formas de calor e/ou trabalho.

Analisando estes dois exemplos, e muitos outros que poderiam ser discutidos, podemos concluir que os corpos têm uma tendência a permanecerem com menor energia.

Nos átomos a situação não é diferente. Em cada um deles deve existir uma determinada situação que envolva uma quantidade mínima de energia. Esta situação é denominada ESTADO FUNDAMENTAL.”

(Livro I, p.149 – 150, ênfase original)

Analogia para explicar o estado fundamental do átomo através da queda de um objeto/distensão da mola. (Monteiro e Justi, 2000. p.149).

A tabela TWA foi construída/adaptada do trabalho de Monteiro e Justi (2000).

Tabela 17- TWA para explicar o estado fundamental/energia cinética e energia potencial.

Assunto-Alvo	Estado fundamental	
<b>Análogo</b>	Energia cinética (queda de um objeto) e energia potencial (distensão da mola).	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	A liberação de energia associada ao retorno dos objetos a posição inicial é associada a estabilidade dos átomos no estado fundamental (estado de menor energia possível).	
<b>Similaridade</b>	<b>Análogo</b>	<b>Alvo</b>
	Energia cinética (queda de um objeto) e energia potencial (distensão da mola).	Estado fundamental
	Retorno do objeto e da mola há liberação de energia	Liberação de energia quando um elétron retorna ao seu estado fundamental
<b>Falha na analogia</b>	A analogia explica bem os átomos no estado fundamental, só não aborda o nível microscópico da liberação de energia no átomo.	
<b>Conclusão</b>	A analogia explica o estado fundamental dos átomos e aborda a liberação de energia para adquirir esta estabilidade. Nos dois casos há uma liberação de energia ao retornar ao seu estado “natural”, ou seja, liberam energia para adquirir a sua estabilidade (estado que se encontrava antes da perturbação) semelhante ao átomo quando está no seu estado fundamental, estado menos energético (maior estabilidade).	

## Exemplo Q.16

“O movimento de agitação das moléculas de um gás também pode ser comparado ao de bolas de bilhar. Como você pode notar, durante uma partida essas bolas:

andam em linha reta;

colidem umas com as outras;

colidem contra as laterais da mesa.

**Contudo há uma diferença entre o movimento das moléculas de gás e o de bolas de bilhar. Depois de algum tempo, as bolas cessam seu movimento e as moléculas não. Se isso acontecesse, um pneu murcharia sozinho algum tempo depois de calibrado."**

(Livro B, v. 1, p. 368, ênfase nossa)

Analogia para explicar o movimento das moléculas gasosas através do movimento da bola de bilhar.

(Monteiro e Justi, 2000, p.368.)

A tabela TWA foi construída/adaptada do trabalho de Monteiro e Justi (2000).

Tabela 18- TWA para explicar o movimento gasoso/movimento da bola de bilhar.

<b>Assunto-Alvo</b>	Movimento das moléculas gasosas	
<b>Análogo</b>	Movimento da bola de bilhar	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	As colisões que existem da bola de bilhar durante o seu movimento é semelhante as colisões das moléculas dos gases.	
<b>Similaridade</b>	<i>Análogo</i>	<i>Alvo</i>
	Movimento da bola de bilhar	Movimento das moléculas gasosas
	Movimento caótico da bola de bilhar	Movimento caótico das moléculas gasosas
	Troca de energia das bolas ao se chocarem	Troca de energia das moléculas ao se chocarem.
<b>Falha na analogia</b>	A analogia é limitada no sentido que as bolas de bilhar “cessam” seu movimento depois de um certo tempo, já os gases estão em constante movimento, o aluno não pode pensar que depois de um certo tempo as moléculas de um gás dentro de uma bola cessa o seu movimento, ficam paradas semelhante ao que acontece com a bola de bilhar.	
<b>Conclusão</b>	A analogia assemelha o comportamento gasoso das moléculas de um gás com as bolhas de bilhar, a analogia limita-se até enquanto houver movimento das bolas de bilhar.	



## Exemplo Q.17

“Podemos comparar uma reação não-elementar a um restaurante do tipo “bandejão”. A velocidade da reação pode ser medida em mols por minuto e a do bandeirão em pessoas por minuto. Suponha que cada um dos colocadores de alimento tenha habilidade para servir vinte pessoas por minuto. É óbvio que a fila do bandeirão caminhará com velocidade de vinte pessoas por minuto, uma vez que cada pessoa precisa passar por todos os colocadores até poder iniciar sua refeição. Imagine, agora, que um dos colocadores seja mais lento que os demais e consiga servir apenas cinco pessoas por minuto. A fila, neste caso, andará com velocidade de cinco pessoas por minuto, pois não adianta outros colocadores serem potencialmente rápidos se um deles “segura” toda a fila. O bandeirão caminha com velocidade igual à do colocador mais lento. Da mesma forma, numa reação composta de várias etapas (isto é, não elementar), a etapa mais lenta controla a velocidade do processo todo, não adiantando que as demais etapas sejam potencialmente rápidas. Portanto:

**Numa reação não elementar a velocidade da reação global é igual à velocidade da etapa mais lenta do mecanismo.”**

(Livro B, v. 2, p. 264, ênfase original)

Analogia para explicar a velocidade de reações não-elementares através da fila de um restaurante.  
(Monteiro e Justi, 2000. P.264).

A tabela TWA foi construída/adaptada do trabalho de Monteiro e Justi (2000).

Tabela 19 - TWA para explicar velocidade de reações não-elementares/velocidade da fila de um restaurante.

<b>Assunto-Alvo</b>	Velocidade de reações não-elementares	
<b>Análogo</b>	Velocidade da fila de um restaurante do tipo “bandejão”	
<b>Caraterísticas do alvo/análogo</b>	Assim, como a pessoa mais lenta controla a velocidade da fila, a reação não elementar controla a velocidade da reação global.	
<b>Similaridade</b>	<i>Análogo</i>	<i>Alvo</i>
	Velocidade da fila do “bandejão”	Velocidade da reação química
	Pessoas/minutos	Mols/minutos
	Colaborador mais lento controla a velocidade da fila	A etapa mais lenta controla e velocidade da reação
<b>Falha na analogia</b>	A analogia não consegue explicar os aspetos microscópicos das reações, que a velocidade da reação é diretamente proporcional ao número de colisões por determinada unidade de tempo. Nas colisões moleculares parte da energia cinética é convertida em energia vibracional, o que poderá provocar quebra das ligações químicas, primeiro passo no sentido da formação dos produtos. A energia mínima para que os reagentes se transformem em produtos, ou seja, quando ocorrer a quebra das ligações, é chamada de energia de ativação ( $E_a$ ). E que numa reação não elementar, ou seja, reação que ocorre em mais de uma etapa, a velocidade da reação global é determinada por esta.	
<b>Conclusão</b>	A analogia é simples e consegue atingir o alvo que é a velocidade das reações não elementares.	

### 2.9.6. Analogias em redox

Analogias em redox foram desenvolvidas por Salgado (2015), no seu mestrado pela Universidade Valladolid. Uma analogia foi desenvolvido sobre a montagem da pilha de Daniel.

Como mostra figura abaixo:

#### Exemplo redox 01:

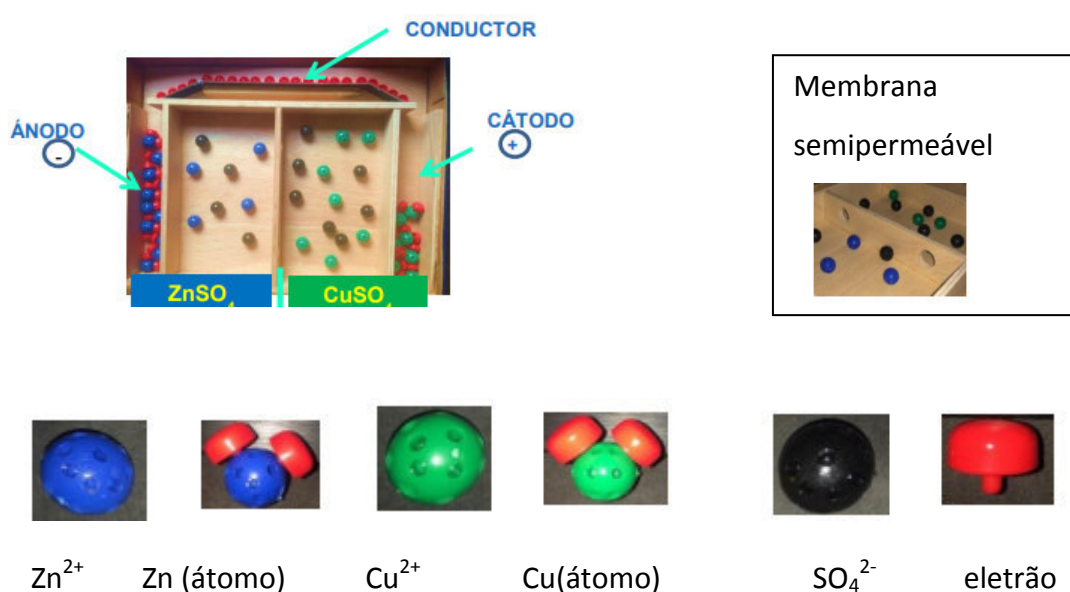


Figura 18 - Analogia para explicar o funcionamento de uma pilha. (Salgado, 2015.)

Ao observar a analogia, verifica-se que o ânodo está localizado no lado esquerdo, com os átomos de zinco (bolas azuis e vermelhas), presente na solução do sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ), simbolizado pelas bolas pretas e azuis, respetivamente. Ao sofrer oxidação, o átomo de zinco deixa a barra e vai para a solução em forma de catião  $\text{Zn}^{2+}$  (bola azul) e o eletrão (pinoco-cogumelo vermelho) deixa o ânodo em direção ao cátodo através do condutor (parte superior). Ao chegar no cátodo, o eletrão eletriza negativamente (-) a barra de cobre (bolas verdes e vermelhas) e atrai os catiões de  $\text{Cu}^{2+}$  (bolas verdes) que estão presentes na solução de sulfato de cobre (bolas pretas e verdes), reduzindo-os na forma de  $\text{Cu}^0$  (bolas verdes e vermelhas). A membrana semipermeável (tábua com furos) separa fisicamente os dois eletrodos, permitindo a continuidade elétrica, como

a solução anódica está com excesso de catião (bola azul), aniões de sulfato de cobre II (bolas pretas) migram do catião para o ânodo (por isso o ânodo fica com sinal negativo), através da membrana semipermeável e catiões de  $\text{Zn}^{2+}$  migram do ânodo para o cátodo (por isso fica com sinal positivo) através da mesma, para manter a neutralidade da solução. E ainda, reduz a junção líquida.

#### Ânodo:

Catão  $\text{Zn}^{2+}$



Átomo de zinco (Zn)



Solução de sulfato de zinco



Elétrão



#### Cátodo

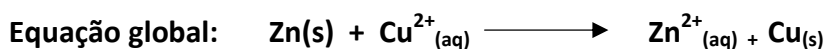
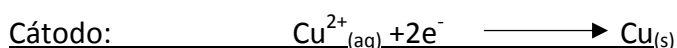
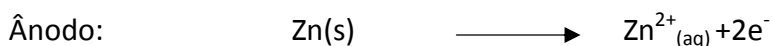
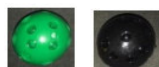
Catão  $\text{Cu}^{2+}$



Átomo de cobre (Cu)



Solução de sulfato de cobre (II)



A analogia é simples e fácil de montar, pois, pode ser montada em qualquer lugar. Consegue abordar o funcionamento geral da pilha. Porém, não aborda o nível microscópico e o comportamento dinâmico dos átomos, iões, elétrões e membrana semipermeável. Este comportamento não é observado, devido a complexidade dos mesmos em virtude da simplicidade da analogia. Mas, a analogia consegue atender a estrutura geral de uma pilha, os seus compartimentos (ânodo e cátodo), a seletividade da membrana semipermeável e o circuito externo do elétron.

Tabela para o modelo de analogia da pilha de Daniel desenvolvida por Salgado 2015.

Tabela 20- TWA para explicar analogia desenvolvida funcionamento da pilha de Daniel.

ANÁLOGO	TÓPICO	SEMELHANÇA	DIFERENÇA
Bolas de cores com buracos	Iões		Os iões não tem cores, nem buracos para colocar os eletrões. O tamanho das bolas não corresponde ao tamanho real dos iões ao nível microscópicos.
O gráfico da hidrelétrica é semelhante ao gráfico de uma reação exotérmica. Os gráficos mostram liberação de energia na forma de eletricidade e calor. Nos gráficos Bolas com pinoco-cogumelo	Átomos		De novo o tamanho a cor não corresponde com o real e os pinoco-cogumelo não corresponde a realidade.
Pinoco-cogumelo	Eletrões		Incolor e não tem forma de pinoco-cogumelo
Tábua de divisão das células	Membrana semipermeável	A tábua de madeira permite a passagem das bolas semelhante a passagem dos iões.	A membrana porosa permite a passagem dos eletrões por ela em qualquer ponto não apenas nos buracos feitos na tábua
Parte superior	Condutor elétrico	Via por onde se passa os eletrões do ânodo para o cátodo.	O movimento ocorre a nível microscópico, enquanto no condutor podemos ver.
Compartimentos	Eletrólitos e eléctrodos	Representam os recipientes que contém os eletrólitos. Dentro dos quais se encontram os eléctrodos.	No modelo o eléctrodo parece está separado do eletrólito. Apenas para efeito de visualização, na realidade eles estão interligados.

Analogias em redox foi desenvolvida por Salgado (2015), com uma turma do 2º ano de bacharelado, sobre o tema pilha, abordando as reações redox. Como mostra a figura abaixo.

## Redox 2.

### Ilustração das reações redox.

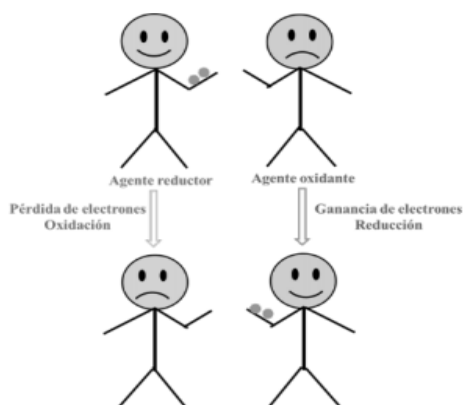


Figura 19 - Analogia para abordar os pares redox através dos bonecos. (Salgado, 2015).

Tabela desenvolvida por Salgado (2015).

Tabela 21- TWA simplificada para explicar o funcionamento da analogia.

ANÁLOGO	TÓPICO
Bonecos de diferentes cores	Reações (átomos, moléculas e iões) aplicados na reação redox.
Bolas rochas	Elétrões
Boneco que perde a bola	Agente redutor
Boneco que ganha a bola	Agente oxidante
Perda das bolas	Oxida
Ganho das bolas	Reduz

Observando a analogia acima, percebemos que os bonecos fazem analogia a uma reação redox, onde uma espécie química doa elétrões (bolas) para outra espécie recetora de elétrões. A espécie que perde o eletrão fica com uma cara de triste porque

está perdendo. O boneco que ganha o elétron fica com uma cara de feliz porque está ganhando o elétron. O boneco que doa (oxida) o elétron (a esquerda) provoca no outro (a direita) uma sensação de felicidade, este (boneco que doa) é o agente redutor do boneco feliz, pois, provoca neste uma redução. O boneco feliz é o agente oxidante do boneco triste. A analogia explica os pares de elétrons numa reação redox. Mostra que a espécie que oxida é o agente redutor (boneco triste) porque ao doar seu elétron, provoca na outra espécie uma redução (ganha elétron). Porém, ao “aceitar o elétron” este (boneco feliz) provoca na outra espécie (boneco triste) uma perda de elétron, por isso, a espécie (boneco feliz) que “aceitou” o elétron é o agente oxidante de quem perdeu o elétron.

#### **2.9.7. Analogias desenvolvidas no contexto desta investigação.**

As reações de oxidação-redução (ou redox) são consideradas reações de transferência de elétrons, todos os processos eletroquímicos envolvem uma transferência de elétrons de uma substância para a outra e por isso são reações redox (Chang, 1995).

As reações de oxidação-redução constituem uma importante categoria de transformações químicas. Pertencem a esta categoria certas reações do domínio biológico e outras de interesse industrial. Em particular, recordemos a importância do oxigênio na vida; da oxidação, nas células, de alimentos como a glucose resulta a energia utilizada na síntese de proteínas, no transporte de fluidos, na atividade muscular. As combustões, fonte de energia calorífica, são reações do mesmo tipo. Muitos metais são extraídos dos respectivos minérios através de reações de oxidação-redução. Sendo reações em que ocorre transferência de elétrons, utilizam-se algumas delas para produzir corrente elétrica como nas pilhas. (Gil & Cardoso, 1995). Os alunos geralmente tem muita dificuldade quando o assunto é redox, pois os termos: oxidar, reduzir, agente oxidante e agente redutor, tudo isso envolvendo o conceito de ganhar e perder elétrons muitas vezes acabam gerando uma confusão entre os termos, por isso a importância do uso correto das analogias no ensino destes conceitos.

### 2.9.8. Regras do jogo e analogia desenvolvida para explicar a formação de pares químicos em contexto de oxidação-redução.

- I. Embaralharam-se as cartas (os iões). O aluno que está a esquerda de quem embaralhou deve dar um corte (dividir uma vez o baralho e escolher a parte que deverá ser distribuída na rodada), depois o aluno que baralhou distribui carta por carta sucessivamente e na sequência, até um total de nove cartas para cada participante.
- II. O jogo deve ter no mínimo dois participantes.
- III. Distribuir nove cartas para cada participante (o número de cartas fica a critério do professor).

Tabela 22- Simulação das cartas dos alunos numa ronda do jogo.

Alunos	Cartas								
A	K <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	Mg <sup>2+</sup>	N <sup>3-</sup>	F <sup>-</sup>	Al <sup>3+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>1+</sup>	Ba <sup>2+</sup>
B	Li <sup>+</sup>	Fr <sup>1+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Br <sup>-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Cu <sup>+</sup>

III.I – É proibido formar mais de um par por rodada.

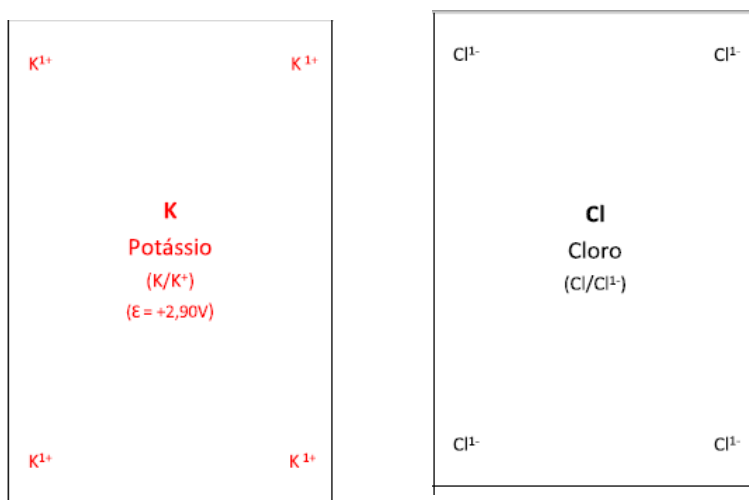
Tabela 23- Simulação dos possíveis "pares" formados.

Rodada	A			B		
	Liberou	Pegou carta	Pares	Liberou	Pegou carta	Pares
1ª		-----	KCl		-----	FeSO <sub>4</sub>
2ª	Ca <sup>2+</sup>	-----	NaF	Fr <sup>1+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	CaCO <sub>3</sub>
3ª	Mg <sup>2+</sup>	----	AlN <sub>3</sub>	Cu <sup>+</sup>	-----	Fe <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
4ª	-----	-----	-----		-----	LiBr

Obs: como o jogador A e B só tem uma carta ( $\text{Al}^{3+}$ ) e  $\text{Cu}^+$ , respectivamente. Cada jogador deve pegar três cartas seguidas ao monte e continuar o jogo. Ganha quem formar 5 pares/ou maior número de pares primeiro.

IV. Os alunos formarão pares com as suas cartas.

IV.I – Exemplo: a carta  $\text{K}^+$  poderá formar par com  $\text{Cl}^{1-}$ . Totalizando um par.



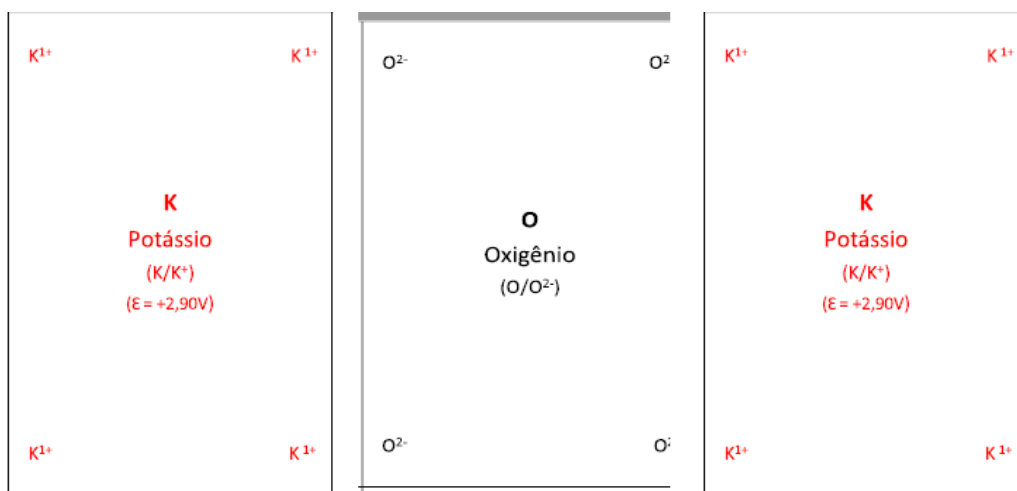
IV.II. Se o aluno tiver duas ou mais cartas repetidas. Exemplo: 3  $\text{K}^+$ .

IV.III. Não poderá formar pares repetidos, os pares tem que ser diferente. Exemplo:

$\text{KCl} + \text{KCl} + \text{KCl} \longrightarrow$  **Proibido**

IV.IV. É permitido juntas as cartas (de mesmo símbolo) e somar os números de oxidação (+1+1= +2) e formar par com quem tenha número de oxidação 2-.

Exemplo:  $\text{K}_2\text{O}$ .





V. Antes de descartar uma carta, o aluno deve dizer o que ele quer nesta jogada (oxidar, reduzir, ganhar elétrons, perder elétrons, agente oxidante e agente redutor.) essas palavras devem ser usadas antes de cada jogada.

Tabela 24- Orientação do jogo.

Cartas	O que deve ser dito.
Positivas	Oxida, agente redutor e perde elétron
Negativas	Reduz, agente oxidante e ganha elétron

**Obs: Se ele errar: o aluno recolhe sua carta e passa a vez para o próximo (sem qualquer penalidade).**

V.I Exemplo: as cartas já foram distribuídas, o aluno que vai iniciar o jogo tem que descartar uma carta e dizer a palavra correta.

V.II. Exemplo de pares formado.

a) O aluno tem uma carta  $\text{Cl}^-$  e deseja formar um par com o  $\text{Na}^+$  que está sobre a mesa. Então ele deve dizer umas palavras: reduz, ganha elétron ou agente oxidante. E colocar a carta  $\text{Cl}^-$  em cima do  $\text{Na}^+$  para formar o par  $\text{NaCl}$ . Todas as cartas dos pares formados devem ser exposta sobre a mesa antes de serem recolhidas.

$\text{Na}^{1+}$	$\text{Na}^{1+}$	$\text{Cl}^{1-}$	$\text{Cl}^{1-}$
<p><b>Na</b> Sódio (<math>\text{Na}/\text{Na}^+</math>) (<math>E=2,70\text{V}</math>)</p>		<p><b>Cl</b> Cloro (<math>\text{Cl}/\text{Cl}^{1-}</math>)</p>	
$\text{Na}^{1+}$	$\text{Na}^{1+}$	$\text{Cl}^{1-}$	$\text{Cl}^{1-}$

b) O aluno não tem interesse na carta, então ele deve lançar uma carta do seu baralho para a mesa, obedecendo às regras.

VI. O aluno que pegar ou soltar uma carta sem dizer umas dessas palavras perde a vez e recolhe sua carta.

VII. Se encerrar uma rodada e todos liberarem suas cartas para a mesa (sem formar par), o aluno que iniciou a rodada anterior deverá ir ao monte (resto das cartas que não foram distribuídas no início do jogo) e recolher três cartas e continuar o jogo.

a) Se ficar com a carta do monte: deverá liberar uma carta do seu jogo (obedecendo as palavras corretas).

b) Se o aluno quiser ele pode jogar uma das cartas do monte sobre a mesa (obedecendo as palavras).

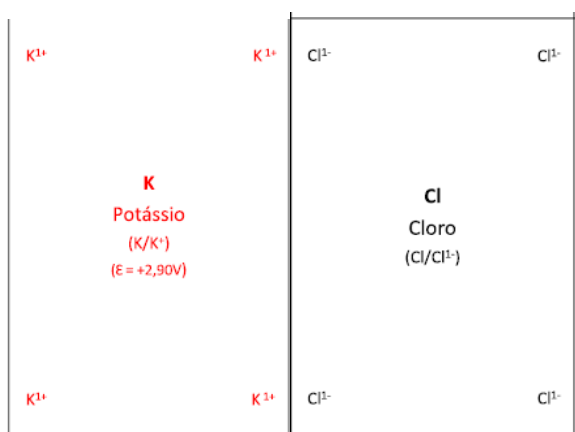
VIII. Se acabarem as cartas do monte, cada aluno terá que eliminar uma carta sua do jogo (essa carta não poderá mais formar par nesta jogada). Até voltar a sequência de formarem os pares. E ganha quem formar mais pares.

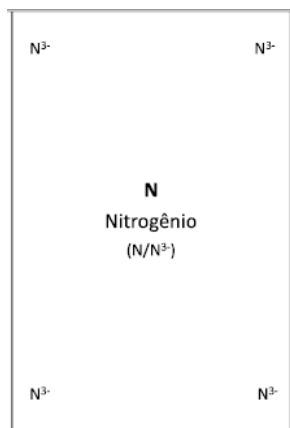
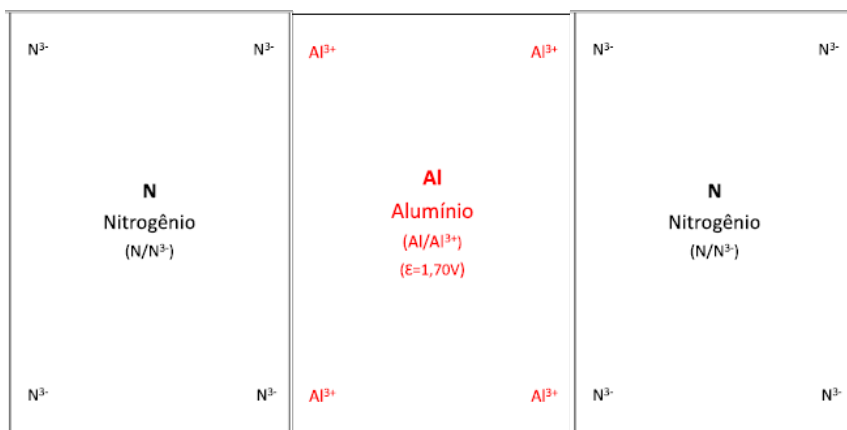
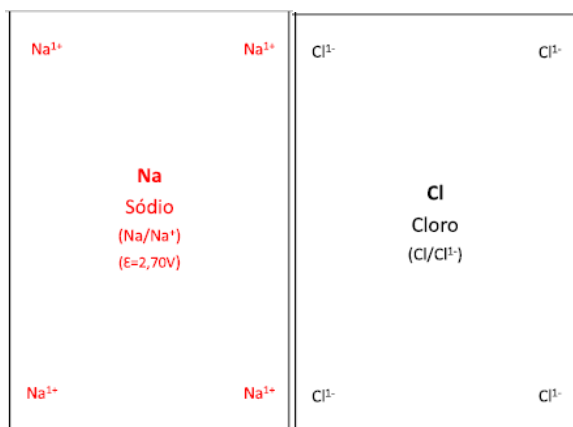
### 2.9.9. Analogia para explicar as condições das equações na formação de pares químicos em contexto de oxidação-redução.

Procedimento:

I. Depois de formados os pares no jogo do baralho, cada aluno escolherá três cartas (catiões) para tentar deslocar o catião do colega e assim, formar uma nova reação redox.

II. Conjuntos formados pelo aluno A: KCl, NaF e  $\text{AlN}_3$





III - Catiões do aluno A:  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{K}^+$  e  $\text{Na}^+$

$\text{Al}^{3+}$	$\text{Al}^{3+}$	$\text{K}^{1+}$	$\text{K}^{1+}$	$\text{Na}^{1+}$	$\text{Na}^{1+}$
<b>Al</b> Alumínio (Al/Al <sup>3+</sup> ) (E=1,70V)		<b>K</b> Potássio (K/K <sup>+</sup> ) (E = +2,90V)		<b>Na</b> Sódio (Na/Na <sup>+</sup> ) (E=2,70V)	
$\text{Al}^{3+}$	$\text{Al}^{3+}$	$\text{K}^{1+}$	$\text{K}^{1+}$	$\text{Na}^{1+}$	$\text{Na}^{1+}$

#### IV- Conjuntos formados pelo aluno B: FeSO<sub>4</sub>, CaCO<sub>3</sub> e FePO<sub>4</sub>

$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
<b>Fe</b> Ferro (Fe/Fe <sup>2+</sup> ) (E=0,45V)		<b>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b> Sulfato H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> /SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{SO}_4^{2-}$

$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{CO}_3^{2-}$
<b>Ca</b> Cálcio (Ca/Ca <sup>2+</sup> ) (E=2,90V)		<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b> Carbonato H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> /CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{CO}_3^{2-}$

$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{PO}_4^{3-}$
<b>Fe</b> Ferro (Fe/Fe <sup>2+</sup> ) (E=0,45V)		<b>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></b> Fosfato H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{PO}_4^{3-}$

V - Catiões escolhido pelo aluno B: Fe<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup> e Fe<sup>3+</sup>

$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+}$
<b>Fe</b> Ferro (Fe/Fe <sup>2+</sup> ) (E=0,45V)		<b>Fe</b> Ferro (Fe/Fe <sup>2+</sup> ) (E=0,45V)		<b>Ca</b> Cálcio (Ca/Ca <sup>2+</sup> ) (E=2,90V)	
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+}$

A tabela abaixo foi desenvolvida para auxiliar o aluno na construção da reação.

Tabela 25- Testando o aprendizado/reatividade dos metais.

Metal\Catiões	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>
Al						
K						
Na						
Fe						
Fe						
Ca						

- I. O deslocamento obedecerá a série eletroquímica.
- II. Se o catião escolhido que o aluno tem não deslocar nenhum catião do colega, então ele escreverá a reação não ocorre e não pontuará.
- III. Quando o catião escolhido, deslocar o catião do colega, o aluno, terá que fazer a reação.
- IV. Ganha o aluno que conseguir deslocar (desfazer o maior número possível de pares do colega) o maior número de catião. Exemplo:

**Aluno A:** ( $K^+$ ,  $Na^+$  e  $Al^{3+}$ )

$KCl + \underline{\hspace{2cm}}?$

$NaF + \underline{\hspace{2cm}}?$

$AlN_3 + \underline{\hspace{2cm}}?$

**Aluno B:** ( $F^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$  e  $Fe^{3+}$ )

$FeSO_4 + \underline{\hspace{2cm}}?$

$CaCO_3 + \underline{\hspace{2cm}}?$

$FePO_4 + \underline{\hspace{2cm}}?$

V.I O aluno terá que tentar “desfazer” os pares de acordo com os valores de potencial de oxidação de cada metal, fornecido nas cartas.

### 2.9.10. Usando o modelo TWA, para explicar a analogia desenvolvida

1. **Assunto-alvo:** explicar a formação de pares químicos em contexto de oxidação-redução.
2. **Análogo:** cada carta representa iões. Estes iões uns vão doar eletrões e outros vão receber eletrões, formando um par. Os alunos devem jogar entre si, procurando “o par” para suas cartas. Cada carta tem iões diferentes com o número de oxidação em cima a direita, símbolo no meio e o nome na parte de baixo. O baralho apresenta 40

cartas, com 8 nox iguais que varia do +3 até o -3 (exceto, o nox três que apresenta apenas 4 variações +3 até o -3) para cada nox, temos diferentes elementos químicos.

**3. Identificar as características relevantes do alvo e análogo:** o baralho é uma carta conhecida por todos os alunos, eles sabem quantos “nipes” tem cada carta, quantas vezes os números se repetem, reconhecem os símbolos.

**4. Similaridades entre alvo e análogo:** o baralho é um jogo que o objetivo é formar pares, assim como a reação necessita de pares para ocorrer, a oxidação (perder eletrão) só ocorre quando um átomo encontra alguém que queira doar eletrão, ou seja, não basta querer doar o eletrão é preciso encontrar um átomo que queira ganhar esse eletrão e vice-versa, nesta analogia, o aluno não pode pegar qualquer carta, só pegará aquela que pode formar um par, ou seja, apenas aquelas cartas que o correspondente par que estiver com ele. O aluno tem que achar um par para cada carta, para cada carta ele precisa descobrir se vai oxidar ou reduzir, para poder escolher a carta correta, então para cada carta ele adotará um comportamento diferente (ganha ou perder eletrões). Mesmo comportamento quando jogamos baralho, cada jogo de baralho tem a sua regra, mas em todos eles precisam procurar as cartas de acordo com as suas necessidades. No baralho cada carta tem um número, cada número tem 4 nipes diferentes. No baralho químico cada carta tem um número com diferentes símbolos, cada número tem 8 sinais (+ e -), exceto o número 3 que apresenta 4 sinais. No baralho químico não existe rei, rainha ou dama.

**5. Falha na analogia:** os eletrões são partículas sem sinais, o sinal negativo foi adotado. A analogia não aborda o porque que as reações ocorrem, ou seja, não explica a estabilidade, a estrutura atômica do átomo nem a eletronegatividade. O aluno não deve achar que nas reação, os nox (número do oxidação) representam apenas números, que apenas devem ser anulados como na matemática que o +1 anula o -1. Quando na verdade sinal positivo indica que ele perdeu eletrão e o negativo que ele ganhou eletrão, ou que um átomo tem uma “tendência” em ganhar eletrões e outros em perder eletrões. A analogia não permite que o aluno compreenda porque, que quando o átomo ganha eletrões ele fica com o sinal negativo (o que é associado a algo ruim).

**6. Conclusões:** a analogia aborda reações (ganhar e perder elétrons). A primeira condição básica para que ocorra uma reação, além do átomo ter uma “tendência” em doar elétrons é necessário que encontre alguém que tenha uma “tendência” em receber elétrons, ou seja, não basta querer doar elétron é necessário encontrar alguém que queira ganhar elétrons.

### 2.9.11. Analogia redox I: baralho químico

$K^{1+}$  <b>K</b> Potássio (K/K <sup>+</sup> ) (E = +2,90V)	$K^{1+}$  <b>Ag</b> Prata (Ag/Ag <sup>+</sup> ) (E = - 0,80V)	$Na^{1+}$  <b>Na</b> Sódio (Na/Na <sup>+</sup> ) (E = 2,70V)	$Rb^{1+}$  <b>Rb</b> Rubídio (Rb/Rb <sup>+</sup> ) (E = 2,90V)
$K^{1+}$	$Ag^{1+}$	$Na^{1+}$	$Rb^{1+}$
$Cd^{2+}$	$Mg^{2+}$	$Ca^{2+}$	$Sr^{2+}$
$Cd^{2+}$  <b>Cd</b> Cádmio (Cd/Cd <sup>2+</sup> ) (E = 0,40V)	$Mg^{2+}$  <b>Mg</b> Magnésio (Mg/Mg <sup>2+</sup> ) (E = 2,40V)	$Ca^{2+}$  <b>Ca</b> Cálcio (Ca/Ca <sup>2+</sup> ) (E = 2,90V)	$Sr^{2+}$  <b>Sr</b> Estrôncio (Sr/Sr <sup>2+</sup> ) (E = 2,90V)
$Cd^{2+}$	$Mg^{2+}$	$Ca^{2+}$	$Sr^{2+}$



Ra <sup>2+</sup>	Ra <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>
<b>Ra</b> Rádio (Ra/Ra <sup>2+</sup> ) (ε=2,90V)		<b>Ba</b> Bário (Ba/Ba <sup>2+</sup> ) (ε=2,90V)		<b>Fe</b> Ferro (Fe/Fe <sup>2+</sup> ) (ε=0,45V)		<b>Al</b> Alumínio (Al/Al <sup>3+</sup> ) (ε=1,70V)	
Ra <sup>2+</sup>	Ra <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>

Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
<b>Fe</b> Ferro (Fe/Fe <sup>3+</sup> ) (ε=0,04V)		<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup></b> Cromato H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> /Cr <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		<b>AsO<sub>3</sub><sup>3-</sup></b> Arsenato H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> /AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>		<b>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></b> Fosfato H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	
Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>

Cr <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Ga <sup>3+</sup>	Ga <sup>3+</sup>	At <sup>1-</sup>	At <sup>1-</sup>	O <sup>1-</sup>	O <sup>1-</sup>
<b>Cr</b> Crômio (Cr/Cr <sup>3+</sup> ) (ε=0,70V)		<b>Ga</b> Gálio (Ga/Ga <sup>3+</sup> ) (ε=0,60V)		<b>At</b> Astató (As/As <sup>1-</sup> )		<b>O</b> Oxigênio (O/O <sup>1-</sup> )	
Cr <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Ga <sup>3+</sup>	Ga <sup>3+</sup>	At <sup>1-</sup>	At <sup>1-</sup>	O <sup>1-</sup>	O <sup>1-</sup>

H <sup>1+</sup>	H <sup>3+</sup>	F <sup>1+</sup>	F <sup>1+</sup>	Cl <sup>1+</sup>	Cl <sup>1+</sup>	Br <sup>1+</sup>	Br <sup>1+</sup>
<b>H</b> Hidrogênio (H/H <sup>1+</sup> )		<b>F</b> Flúor (F/F <sup>1+</sup> )		<b>Cl</b> Cloro (Cl/Cl <sup>1+</sup> )		<b>Br</b> Bromo (Br/Br <sup>1+</sup> )	
H <sup>1+</sup>	H <sup>1+</sup>	F <sup>1+</sup>	F <sup>1+</sup>	Cl <sup>1+</sup>	Cl <sup>1+</sup>	Br <sup>1+</sup>	Br <sup>1+</sup>

I <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	O <sup>2-</sup>	O <sup>2-</sup>	S <sup>2-</sup>	S <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
<b>I</b> (Iodo) (I/I <sup>-</sup> )		<b>O</b> Oxigênio (O/O <sup>2-</sup> )		<b>S</b> Enxofre (S/S <sup>2-</sup> )		<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b> Carbonato H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> /CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	
I <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	O <sup>2-</sup>	O <sup>2-</sup>	S <sup>2-</sup>	S <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>

Se <sup>2-</sup>	Se <sup>2-</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq)	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq)	N <sup>3-</sup>	N <sup>3-</sup>
<b>Se</b> Selênio (Se/Se <sup>2-</sup> )		<b>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup></b> Tiosulfato H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> / S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		<b>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b> Sulfato H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> /SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		<b>N</b> Nitrogênio (N/N <sup>3-</sup> )	
Se <sup>2-</sup>	Se <sup>2-</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	N <sup>3-</sup>	N <sup>3-</sup>

PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>
<b>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></b> Fosfito H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>		<b>NO<sub>3</sub><sup>1-</sup></b> NITRATO HNO <sub>3</sub> / NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>		<b>Cu</b> Cobre (Cu/Cu <sup>2+</sup> ) (E=-0,340V)		<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup></b> Dicromato H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> / Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>

## Tabela TWA simplificada

Tabela 26- TWA simplificada

ANÁLOGO	ALVO
Cartas	Iões
Cartas vermelhas	Catiões (oxida)
Cartas pretas	Aniões (reduz)
Nípes (+/-)	Espécies químicas
Números (positivo/negativo)	Indica o excesso ou carência de eletrão
Carta positiva/carta negativa	Par

### Aplicando o modelo TWA

1. **Assunto alvo:** condições para que a formação de pares químicos em contexto de oxidação-redução.
2. **Análogo:** quando temos um casal, que um deles acaba sentindo uma atração muito forte, por outra pessoa fora do relacionamento, e acaba terminando o relacionamento para começar um novo relacionamento com essa pessoa que conheceu.
3. **Identificar as características relevantes do alvo e análogo:** as reações ocorrem por atração eletrostática, assim, como um relacionamento começa por uma atração entre o casal.
4. **Similaridades entre alvo e análogo:**

Tabela 27- TWA simplificada/similaridade

ANÁLOGO	ALVO
Pessoas/carta	Reações
Carta	Elemento químico
Pessoa	O comportamento das pessoas (no exemplo acima) são análogos ao comportamento dos elementos nas reações.

**5. Falha na analogia:** o aluno não pode associar relacionamento, com o comportamento de uma reação química, muitos elementos que deslocam outros, acabam também sendo deslocado por outro, basta seguir a série eletroquímica (a reação não é para todo o sempre). Em alguns casos numa indústria esses elementos podem ser separados de acordo com o interesse económico, o casal foi apenas usado como analogia para explicar as reações redox de substituição.

**6. Conclusões:** a analogia aborda uma reação, onde um metal, mais reativo desloca outro metal menos reativo. A analogia é usada apenas para simplificar o processo químico, onde um (elemento=pessoa) consegue desfazer uma ligação química já existente (casal = composto iônico) e formar um novo composto, semelhante ao novo casal formado.

## **Analogia redox II**

Esta analogia demonstra as condições necessária para que ocorra uma reação de deslocamento. As reações ocorrem simultaneamente, uma espécie só pode doar seu eletrão quando encontrar outra espécie que possa receber este eletrão. Como na analogia abaixo “rebatendo o eletrão” a pessoa que inicia este jogo, só pode soltar a bola, quando tem alguém para recebê-la. O movimento de vai e vem da bola ao redor das pessoas pode ser comparada ao movimento do eletrão ao redor da ligação formada nos pares . Mesmo quando uma espécie doa eletrão, este, não fica totalmente com a espécie recetora, mas movimenta-se ao redor dos dois, ficando mais próximo de quem recebeu o eletrão. A bola pode ser compartilhando por duas pessoas durante a brincadeira, semelhante ao “compartilhamento” do eletrão durante a ligação química. O eletrão só fica totalmente com a espécie que recebeu o eletrão, quando a ligação se rompe. Semelhante ao que acontece quando a brincadeira cessa, a bola fica apenas com uma pessoa.

**Regras:** uma bola e no mínimo duas pessoas para a brincadeira. O professor pode chamar dois alunos para a brincadeira e pedirem para começar o jogo. Para não interferir no jogo e influenciar o resultado, professor pode colocar uma música, assim que a música terminar o jogo cessa. E partir daí pode pedir para os alunos

identificarem: quem ficou com a bola (eletrão)? Reduziu. Quem perdeu a bola (eletrão)? Oxidou. A consequência de perder a bola (eletrão) provocou no outro? (ganho de eletrão), então quem perdeu a bola é? (agente redutor) porque provoca redução em quem ganhou. Quem ganhou a bola, provocou o que em quem perdeu? (perda da bola) sendo agente oxidante.

#### I. Rebatendo o eletrão: explicar os pares.

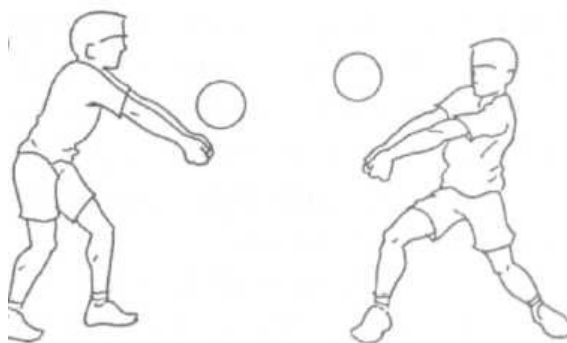


Figura 20- Analogia para explicar o comportamento de bola/comportamento do elétron (Valdinei, 2005)

#### Aplicando o modelo TWA

1. **Assunto alvo:** analogia para explicar as condições das equações na formação de pares químicos em contexto de oxidação-redução. Em reação de deslocamento em que um metal desloca outro por ser mais reativo.
2. **Análogo:** rebater uma bola é algo que pode ser feito em qualquer lugar, basta que exista uma bola, a brincadeira é simples.
3. **Caraterísticas relevantes do alvo e análogo:** a bola é uma esfera, que representa o eletrão as duas pessoas que ficam rebatendo a bola representam o átomo, e como para uma pessoa rebater a bola, precisa que alguém receba. O eletrão quando é doado ele não fica parado, fica em movimento em torno dos dois átomos, assim como a bola fica em torno das duas pessoas durante a brincadeira.

#### 4. **Similaridades entre alvo e análogo:**

Tabela 28- TWA simplificada para redox II

ANÁLOGO	ALVO
Pessoas	Par
Bola	Elétrão
Oxida	Perde a bola
Reduz	Ganha a bola

5. **Falha na analogia:** o elétron está apenas sendo representado por uma bola, nas reações não existem apenas, um elétron sendo doado, pode haver mais. O aluno não pode associar a existência de uma bola, com um elétron em todas as reações, o átomo pode doar mais que um elétron (o que não é representado nesta brincadeira). A bola vai e volta na mão das duas pessoas, o aluno pode associar que o elétron vai e volta para o mesmo átomo, e pode se questionar como que ele doa e ainda tem a bola? (elétron), nessa parte (fica a critério de cada professor), abordar como esse elétron se comporta, que o elétron mesmo sendo doado ele ainda esta “preso” ao átomo de origem (ligações químicas, a energia do elétron ainda é usada pelo átomo que doa o elétron), só quando ocorre o rompimento da ligação é que o átomo realmente perde seu elétron (só quando acaba a brincadeira alguém realmente perde a bola).

6. **Conclusões:** a analogia aborda reações químicas. A primeira condição básica para que ocorra uma reação química, além do átomo ter uma “tendência” em doar elétrons é necessário que encontre alguém que tenha uma “tendência” em receber elétrons, ou seja, não basta querer doar elétron é necessário encontrar alguém que queira ganhar elétrons. Nesta analogia o professor pode, abordar o comportamento do elétron em uma ligação química. E explicar que só existe perda do elétron quando a ligação é rompida (quando a brincadeira acaba). A brincadeira pode ser feita com uma música de fundo, assim que a música parar, quem está com a bola ganha a bola.

## Analogia redox III

Esta analogia é simples. Pode ser usada como um recurso extra para tentar explicar o conceito de reações na formação de pares químicos em contexto de oxidação-redução.

**Banco financeiro:** um banco financeiro que empreste dinheiro (a juros) para as pessoas, também pode ser usado como uma analogia para que ocorra uma reação. A primeira condição básica para que se empreste dinheiro a alguém é tê-lo. Depois não basta ter o dinheiro é preciso encontrar alguém que precise (aceite) esse dinheiro. Ou seja o banco só pode emprestar dinheiro a partir do momento que alguém queira aceitar aquele dinheiro (e as suas condições), essa dependência, de precisar de alguém para que o dinheiro saia do banco, pode ser usada para as reações (só pode doar eletrão quando encontra alguém que queira receber o eletrão).

### Aplicando o modelo TWA

1. **Assunto alvo:** condições das equações na formação de pares químicos em contexto de oxidação-redução
2. **Análogo:** banco instituição financeira que existe em qualquer país, usam as mesmas regras de sempre para emprestar dinheiro, seu principal produto é o dinheiro, principal função é gerar mais dinheiro ainda que, se faça um empréstimo bancário com os juros muitas vezes você para o dobro do valor real.
3. **Identificar as características relevantes do alvo e análogo:** eletrão é uma partícula subatômica, que não apresenta valor económica que não pode ser comprado nem vendido, as reações redox exigem uma dependência para que ocorra (uma espécie só pode doar eletrão quando achamos alguém queira receber) dinheiro tem valor económico e o banco só empresta quando encontra alguém que queira receber o dinheiro.

#### 4. Similaridades entre alvo e análogo:

Tabela 29- TWA simplificada para redox III

ANÁLOGO	ALVO
Banco (+)/pessoa(-)	Par redox
Dinheiro	Eletrão
Pessoas	Precisará do dinheiro (reduz).
Banco	Doará o dinheiro (Oxida).

1. **Falha na analogia:** o aluno não pode associar que o eletrão doado, volta de alguma forma para espécie doadora no final, assim como o dinheiro emprestado, acaba voltando para o banco quando paga-se as prestações com os juros no banco. Nas reações todos acabam ganhando porque o eletrão não é emprestado, ele é dado, não volta para a espécie que doa.

2. **Conclusões:** a analogia aborda reações químicas (ganhar e perder eletrões). A primeira condição básica para que ocorra uma reação, além do átomo ter uma “tendência” em doar eletrões é necessário que encontre alguém que tenha uma “tendência” em receber eletrões, ou seja, não basta querer doar eletrão é necessário encontrar alguém que queira ganhar eletrões.

#### 2.10. Possíveis concepções alternativas geradas pela analogia apresentada “baralho químico”.

As concepções alternativas podem ter diversas origens, conhecê-las e identificá-las fornece ao professor um caminho por onde iniciar a caminhada no processo da construção do conhecimento científico. Estudos apontam que uma das possíveis origens das concepções alternativas no ambiente escolar estão nas próprias concepções dos professores, nas estratégias de ensino e nas metodologias de trabalho pouco adequadas, tudo isso, soma-se as próprias concepções dos estudantes.



A metodologia utilizada no processo de ensino-aprendizagem constitui também uma das causas da origem e persistência das concepções alternativas.

Por isso, a importância de entendermos a proposta da analogia e anteciparmos as possíveis concepções que os alunos poderão vir a desenvolver.

Com base na importância da estratégia de ensino e na metodologia do trabalho, apontaremos algumas concepções que poderão ser desenvolvidas pelos alunos durante o processo da construção do conceito de redox, através da analogia desenvolvida. Para ajudar o professor a antecipar o que fazer para impedir que os alunos substitua o conhecimento científico por concepções alternativas.

#### **2.10.1. Concepções que poderão ser desenvolvida pelos alunos durante o uso da analogia e que devem ser discutida pelo professor:**

- I. Os sinais dos números de oxidação, não devem ser confundido por um simples sinal de positivo ou negativo da matemática (positivo anula negativo): o professor deve explicar que o sinal positivo e negativo em redox, simbolizam a perda e ganho de eletrão.
- II. As cartas são representações das espécies químicas que estão na forma de iões (catiões e aniões): os catiões e aniões positivo e negativo, respetivamente. São representadas pelas cartas com sinais positivos e negativos, respetivamente. E que estes sinais estão associado a ausência ou excesso de eletrão;
- III. Os pares dos compostos são formados, pela regra de oxidação e redução: ao procurar um par para sua carta o aluno se comporta como uma espécie química procurando um par. O aluno ao se orientar pelo sinal da carta para procurar o par que deseja é semelhante ao comportamento da espécie química procurando outra espécie que satisfaça o seu “desejo”;
- IV. O baralho pode levar o aluno a pensar em fórmula iónica e não em pares;
- V. A analogia deve ser usada como ponte para explicar os compostos iônicos e não apenas como aplicação ou complementação;

- VI. A analogia do jeito que foi desenvolvida não consegue explicar “as condições das equações na formação de pares químicos em contexto de oxidação-redução.
- VII. As regras do jogo podem causar alguma confusão, principalmente numa sala com um maior número de alunos;
- VIII. Para uma melhor orientação das regras do jogo as cartas devem sofrer algumas modificações, informando de uma maneira mais clara como cada espécie se comporta;
- IX. A analogia não aborda a influência do pH nas reações redox.

### **3. Aplicação e avaliação de algumas alternativas didáticas no terreno escolar**

#### **3.1. Caracterização da amostra**

O grupo de entrevistados são professores portugueses de físico-química com experiência em educação pública. A grande parte dos professores trabalham em sala de aula há mais de dez anos, alguns trabalham a maior parte do tempo em escola pública, são profissionais com mais de trintas anos de idade (exceto um). O grupo é formado por cinco professores, três mulheres e dois homens.

#### **3.2. – Descrição dos procedimentos**

A entrevista foi dividida em três dias. Aproveitou-se o IV Encontro de Ensino e Divulgação de Ciências que (IV – EEDC) foi realizada no dia 06 e 07 de julho de 2018 na Faculdade de Ciências da Universidade do Porto para entrevistar alguns professores que estavam participando do evento. Os professores foram selecionados e convidados pelo professor Dr. João Paiva através de email para participarem numa entrevista semiestruturada com objetivo de avaliar a analogia desenvolvida.

O encontro com os quatros primeiros professores foi realizado às 11h30 no dia 06 de julho na sala de doutoramento do departamento de química. O professor Dr. João Paiva fez as devidas apresentações. De seguida, demos início à entrevista em grupo e começamos a gravação do áudio que foi realizada pelo meu celular e o do professor Dr. João Paiva (nesta primeira entrevista).

Logo depois, foi realizada à apresentação da analogia para um grupo (quatro professores), orientada pela tabela Teaching With Analogies (TWA) simplificada

Onde aparece de uma maneira clara e resumida características do análogo que será abordada no alvo, como: quem é o alvo e o análogo, cartas representando os iões, catiões simbolizados pelas cores vermelhas, aniões simbolizados pelas cores pretas, sinal positivo associado a espécie que apresenta tendência. A quantidade de eletrão cedida ou recebida por cada espécie nas reações, representadas pelos números na parte superior a direita do símbolo da espécie representada.

Logo depois, foram explicada as regras do jogo e os objetivos da analogia. Os professores simularam uma ronda do jogo para aplicarem as regras e compreenderem a analogia. Durante o jogo, os professores foram dando algumas sugestões sobre as regras e sugerindo algumas modificações que poderiam ser feitas nas cartas do baralho para facilitar a aplicação e melhorar a compreensão do objetivo da analogia, o encontro durou cerca de 30 minutos.

Na parte da tarde às 15h30 do dia 6 de julho de 2018, na sala de doutoramento da Faculdade de Ciências foi realizado a primeira entrevista individual semiestruturada, orientada pelo guião com a primeira professora. A entrevista durou cerca de 25 minutos (a partir desta entrevista, as gravações de áudio foram realizadas pelo telemóvel e tablet). A entrevista com as duas outras professoras foi marcada para o dia seguinte devido a falta de tempo, lembrando que a entrevista foi concedida durante o intervalo do IV – EEDC.

No dia 7 de julho foi realizado a segunda parte da entrevista às 11h30 no departamento de Ciências da Computação com as duas outras professoras do grupo do dia anterior. A entrevista foi individual, orientada por um guião de entrevista semiestruturado. Gravada através de um telemóvel e um tablet, a primeira entrevista durou cerca de 20 minutos e a segunda 26 minutos.

No dia 12 de julho de 2017 foi realizada a terceira e última parte das entrevistas com dois professores, um destes já tinha participado na apresentação do baralho no dia 6 de julho. O encontro foi realizado numa sala ao lado da sala de doutoramento da

Faculdade de Ciências às 10h30 a entrevista seguiu os mesmos moldes das anteriores, individual e gravada através de um celular e tablet. Começamos a entrevista, apresentando novamente o baralho e a tabela TWA simplificada. Depois seguimos as orientações do guião, a entrevista durou cerca de 50 minutos.

A última entrevista foi realizada no mesmo dia às 13h40 no mesmo local da realizada pela parte da manhã. Feitas as devidas apresentações, começamos a gravação do áudio. De seguida, foi feita a apresentação da analogia, orientada pela tabela Teaching With Analogies (TWA) simplificada, depois foi apresentada as regras do jogo e o objetivo. Logo depois, simulamos uma ronda do jogo para o professor conhecer analogia e aplicar as regras. Depois, seguimos para a entrevista semiestruturada orientada pelo guião, a entrevista durou cerca de 30 minutos.

### **3.3. Guião de entrevistas**

A entrevista foi organizada baseada num guião onde iniciamos com a identificação do aluno, programa de mestrado, faculdade e objetivo da entrevista. O guião foi dividido em três partes, a primeira parte simbolizada pela letra (A) são perguntas que permitem caracterizar/identificar os entrevistados. A segunda parte simbolizada pela letra (B) são perguntas que permitem conhecer/descobrir o grau de compreensão dos professores sobre analogias e se usam analogias nas suas aulas.

A terceira parte simbolizada pela letra (C) são perguntas específicas sobre analogias em redox, com o intuito de saber se os professores conhecem e utilizam alguma analogia para explicar redox. Nesta parte apresentamos a analogia em redox desenvolvida por Salgado (2015) para explicar o funcionamento de uma pilha. Logo depois, começamos a avaliação da nossa analogia “desenvolvida para explicar a formação de pares químicos em contexto de oxidação-redução” e depois “analogia para explicar as condições das equações na formação de pares químicos em contexto

de oxidação-redução”, sempre seguindo as orientações do guião desenvolvido. O áudio da entrevista foi gravado com um celular e tablet.

O guião descrito encontra-se em anexo.

### **3.4. Resultados**

#### **3.4.1 - Tratamento dos resultados**

##### **A – Caracterização do respondente e apresentação do tema**

A.1 – Mais de 35 anos (4);

A.2 – Mais de 5 anos de experiência em sala de aula (4);

A.3 – Sempre teve experiência em escola pública (4);

##### **B – Discussão das analogias em físico-química**

B.1 – A grande parte dos entrevistados apresentaram conhecimento de médio a elevado sobre o tema (4);

B.2 – Os entrevistados reconhecem que as analogias podem vir a gerar concepções alternativas (C.A.) quando não trabalhadas de uma maneira adequada (5) e isso causa receio/medo de usarem analogias (2);

B.3 – Os entrevistados reconhecem que já recorreram a analogias durante as aulas (5);

B.4 - Não têm certeza se estão usando analogia quando fazem algumas comparações entre algo conhecido para explicar algo desconhecido (3);

B.5 – Tem consciência da importância das analogias como ferramentas didáticas no ensino de ciências (5);

#### **B.6 – Vantagens das analogias:**

- Usar algo familiar (conhecido) para explicar algo pouco familiar ou (desconhecido) (5);
- Estabelecer conhecimento com o dia-a-dia (5);
- Explicar algo que é abstrato (3);
- Forma de criar motivação (2);

#### **B.7 – Desvantagens das analogias:**

- Podem gerar concepções alternativas (C.A) (5).
- Os alunos não conseguem distinguir até onde a analogia consegue atingir o análogo (1);
- Gerar conhecimento idiossincrático (“não é possível saber se o aluno cria o conhecimento que foi transmitido);
- Trabalhar numa sala de aula heterogênea nem todos compreendem a analogia, por isso, usar mais de uma (1);

#### **B.8 – Nunca usaram analogias próprias (4);**

B.9 – Todos reconhecem que as analogias são ferramentas importantes no ensino pedagógico de ciências e que podem facilitar na construção de conceitos científicos, desde que explorada de uma maneira adequada para evitar que os alunos construam C.A. (5);

#### **C – Apresentação das analogias em redox**

C.1 – Nunca usaram/não conhecem analogia em redox (5);

C.2 - Sabe que existe analogias em redox, mas desconhece (1);

C.3 – Conhece analogia que explica compostos iônicos com bases nas cargas (1);

### **3.4.2 - Avaliação da analogia baralho químico para explicar os pares redox**

C.4 – A analogia poderia ser aplicada em sala de aula e os professores estariam motivados em trabalhar a analogia (5);

C.5 – A analogia poderia ser aplicada em sala com algumas adaptações para os alunos entenderem objetivo e conceito de jogo (5);

C.6 – A analogia precisa de algumas adaptações para ser o próprio instrumento para explicar os pares redox (3);

C.7 – A analogia criou um impacto positivo, ensina redox de uma forma mais lúdica e instiga a coletividade (alunos jogarem uns com os outros) (5);

C.8 – A analogia facilita bastante na aplicação e compreensão dos pares redox, familiariza com os termos agentes oxidantes, agentes redutores, oxida, reduz e com símbolos e nome de alguns elementos, levando o aluno a reforçar os metais com maior tendência de oxidação e espécies químicas com maior poder de redução com base no potencial padrão de oxidação (5);

#### **C.10 – Pontos positivos gerado pela analogia:**

- Uma maneira lúdica de ensinar redox (5);
- Por ser interativo o aluno acaba por memorizar/visualizar os pares redox sem força-los. (5);
- Pode ser usado como treino (exercício) (2);
- Associa os catiões e aniões com os seus respectivos sinais positivo (+) e negativo (-), respectivamente (3);
- Reforçar a memorização dos termos agente oxidante e agente redutor (3);
- Formação de pares /cartas positivas e negativas (5);



#### **C.11 – Pontos negativos gerado pela analogia:**

- Trabalhar numa turma maior e gerir as regras com clareza ao mesmo tempo (5);
- Gerir as regras na sala de aula sem gerar confusão (5) e fazer adaptações no baralho para não gerar C.A. (4);
- C.12 – Além de redox, a analogia poderia trabalhar com fórmula química 8º ano dos compostos iônicos (2) e pares ácidos e bases (2);
- C.13 – A dificuldade encontrado pelo grupo de professores seria em gerir as regras na sala de aula sem gerar confusão (5) e construir o baralho (2);

#### **3.4.3 - Avaliação da analogia baralho químico para explicar as condições das equações redox espontâneas**

C.14 – Os professores acreditam que analogia consegue explicar as condições para que ocorra as reações redox com base nos potenciais de oxidação dos metais que estão presentes nas cartas (5);

C.15 - Os professores construiriam/explicariam a série eletroquímica a partir dos potenciais fornecidos nas cartas (5);

C.16 – A analogia facilita na compreensão e na construção da equação química (2);

C.17 – A analogia facilita na compreensão de redox no dia-a-dia como a formação da ferrugem (5);

C.18 - As duas últimas analogias não foram avaliadas por falta de tempo.

## 4. Notas finais

### 4.1. Algumas conclusões

A primeira parte da analogia seria usada no 11º ano em Portugal e no segundo do Ensino Médio no Brasil. A primeira analogia foi mais consensual entre os professores, todos acreditam que ela atende ao objetivo proposto, poderia ser aplicada em sala de aula e os professores, principalmente na parte que indica o que cada espécie presente na carta sofre (oxidação ou redução), apenas a indicação no meio da carta, abaixo do nome de cada espécie, mostrando que o metal oxida (red/oxi) e mesmo fornecendo o potencial de oxidação de cada metal, não foi o suficiente para a identificação do que ocorria com o metal.

A confusão ocorreu porque, ao pegar a carta e olharem para os cantos superiores e inferiores, encontramos o metal na forma de catião (já oxidado) então agora ele teria que reduzir. Seguindo esse raciocínio a palavra correta para dizer antes de liberar a carta (positiva) seria reduz (o que de acordo com a regra e o potencial fornecido está errado) e não oxida. A intenção ao colocarmos a forma oxidada do metal nos cantos superiores, era apenas uma orientação de quantos elétrons essa espécie doa ou recebe ao formar um possível par de ajudar os alunos na construção da equação.

Houve um consenso entre os pontos positivos e negativos da analogia, os pontos positivos superam os pontos negativos. Estes, estariam mais ligados a confecção do baralho em si, do que ao trabalho associado para aplicar o jogo depois de pronto. Portanto, feitas algumas modificações sugeridas pelos professores, a analogia “baralho químico” para explicar a primeira parte do jogo poderia ser aplicada em sala de aula como ferramenta didática, não só para explicar, mas também para consolidar, complementar, aplicar e treinar o conceito de pares. A forma lúdica da abordagem da analogia facilita a compreensão e visualização do “emparelhamento das cargas”, para

o acerto das cargas das equações, podendo ser realizado fisicamente com o auxílio das cartas.

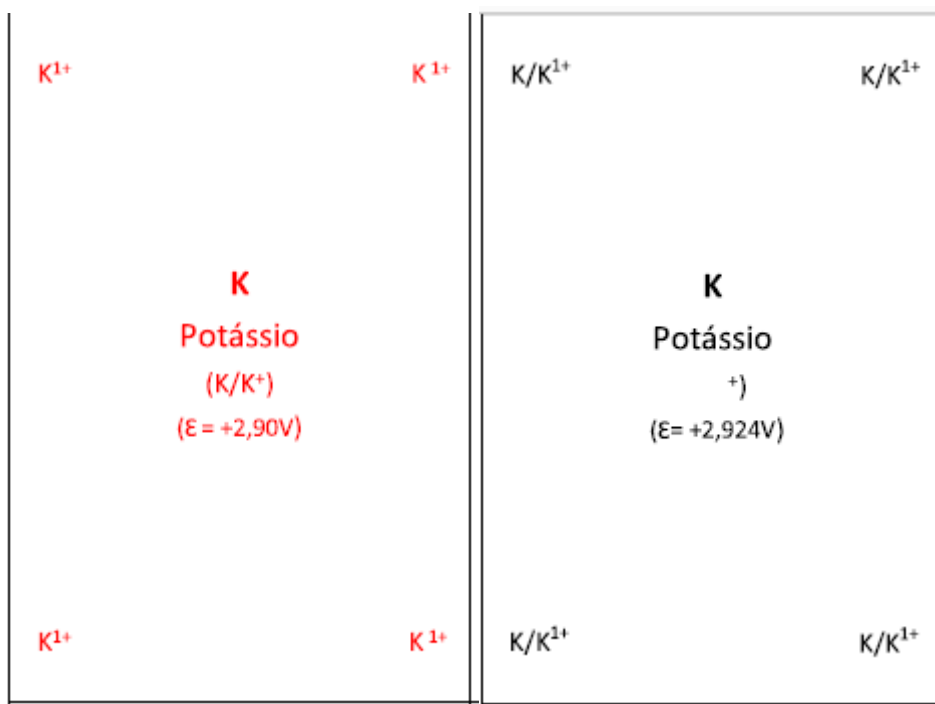
A facilidade, a forma leve e descontraída que analogia é capaz de facultar ao jogo palavras mais específica e difíceis como: oxida, reduz, agente redutor, agente oxidante, ganha eletrões e perde eletrões, levando o aluno a praticar e familiarizar-se com os termos técnicos, facilita no processo de ensino aprendizagem. A escolha dos iões para a confeção da carta foi baseado em iões que são mais abordados nos manuais escolares e que são mais utilizado no nosso dia-a-dia, como catiões que formam a ferrugem.

5. A segunda parte do jogo não atinge o objetivo proposto, para muitos professores não satisfaz de uma forma plena, ou seja, da maneira como foi proposta a analogia não atende as condições para condições para que a formação de pares químicos em contexto de oxidação-redução. Também não facilita na compreensão da formação da ferrugem no dia-a-dia. A analogia seria útil para abordagem da série eletroquímica, os alunos a partir do baralho construirão com base no potencial de oxidação fornecido na carta a série eletroquímica.

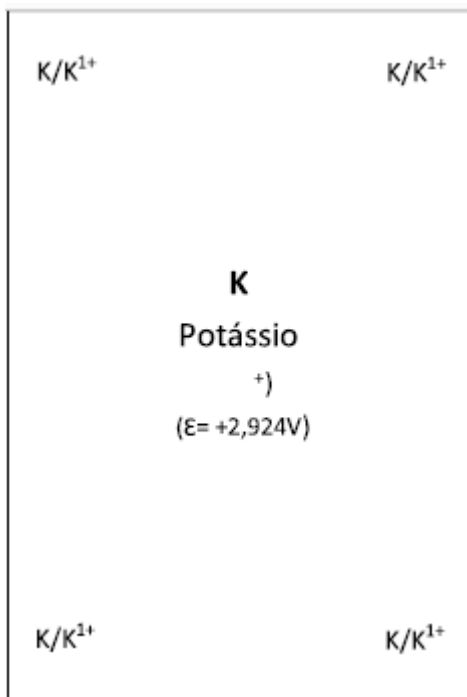
#### **4.2. - Auto – Crítica e reformulações**

Depois de realizado as entrevistas percebemos que a nossa analogia necessita de algumas reformulações nas regras e na própria formatação/confeção do baralho para tentarmos alcançar o objetivo do jogo ao transmitir o conceito de pares, através dos pares de cartas. Entre elas:

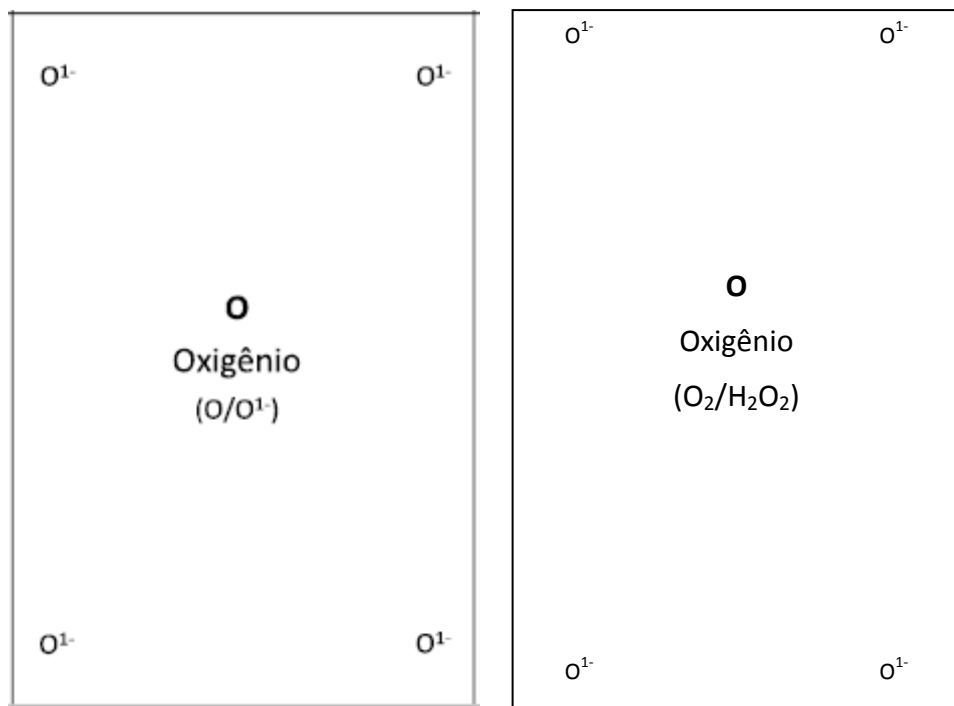
- As cartas devem ser de uma cor só (retirar as letras vermelhas): para os alunos não “associarem” a cor com a palavra;



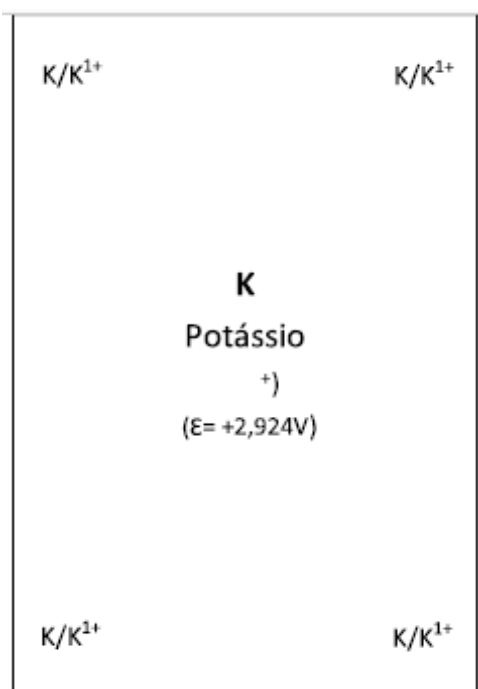
- Quem ganhar o jogo dos pares, deve começar a segunda parte do jogo (condições redox) do deslocamento dos catiões, baseando no potencial de oxidação. É uma forma de motivar/valorizar o aluno que ganhou primeiro jogo;



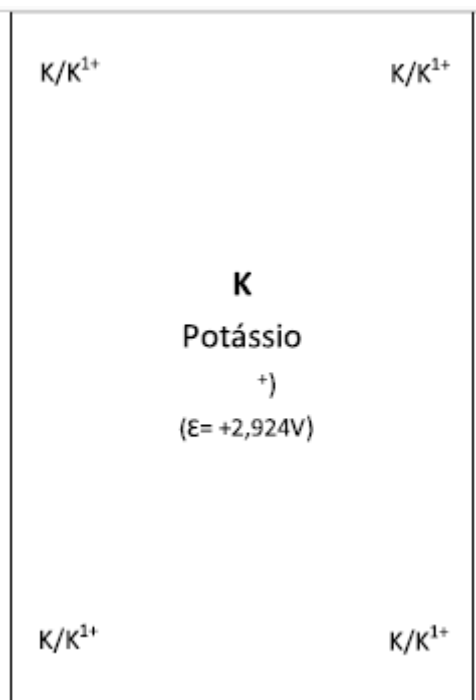
- As cartas devem ser confeccionadas com material mais resistente para ser utilizado com os alunos. Para aumentar a durabilidade do baralho;
- A carta  $O^{1-}$  deve ser substituída pelo par  $(O_2/H_2O_2)$ ;



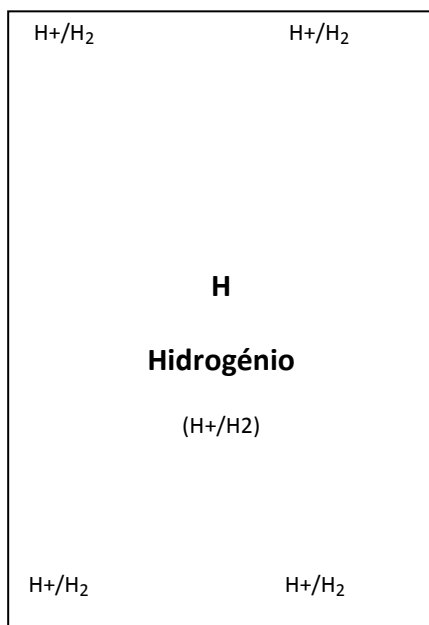
- Os potenciais de oxidação devem vir com o sinal de positivo (+) na frente do número;



- Devido a valores de potenciais próximos, usaremos três casas decimais como regra de arredondamento;



- O segundo jogo foi acrescentado a palavra espontânea para cumprir o objetivo proposto. Alertando para a ocorrência também das reações não espontâneas, como a hidrólise;
- O elemento hidrogénio dever fazer parte das cartas, para formar os pares.



### **4.3. Projetos Futuros**

Para o futuro desejamos aplicar a analogia em sala de aula com os alunos e assim conseguirmos perceber o impacto da analogia. Durante aplicação da analogia poderíamos filmar os alunos durante o jogo, entrevistá-los, fazer questionários antes e depois do jogo para termos um parâmetro de impacto da analogia no ensino aprendizagem de físico-química. Os alunos alvos serão os da escola pública da rede estadual no Brasil, com diferentes níveis de escolaridade, desde o público de 15 – 16 anos do ensino médio normal, até dos 19-60 ou mais anos de idade do Ensino de Jovem e Adultos (EJA).

Poderíamos adaptar o baralho químico para o ambiente digital através de jogos online ou até mesmo de um aplicativo. A divulgação também poderia ser feita através de uma parceria juntos com as editoras dos manuais escolares.

Todas essas sugestões de projetos futuros poderão ser desenvolvida com o auxílio de um “diário de bordo”.

## 5. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Araújo, M. F. (2001). *Instrumentação para o ensino de biologia I. 2ª edição.p.84. Natal.* (2ª ed.). Natal.
- Atkins, P. &. (2006). *Physical Chemistry*. Great Britain, Oxford University Press: Eighth Edition.
- Bardin, L. (1997). *Análise de conteúdo. Lisboa: Edições* (Vol. 70). Lisboa.
- Barker, V., & Millar, R. (2000). Students's reasoning about basic chemical thermodynamics and chemical bonding: What changes occur during a context-based post-16 chemistry course? . *International Journal of Science Education*, 22, pp. 1171-1200.
- Borges, R. (2007). Em debate: cientificidade e educação em ciência. *Revista e Ampliada.*, p. 85.
- Cachapuz, A. (1995). O ensino das ciências para a excelência da aprendizagem. In A. D. Carvalho, *Novas metodologias em educação*, pp. 349 385. Porto: Porto Editora.
- Caramel, J. N. &.Pacca, L. A. (2011). Concepções alternativas em eletroquímica e circulação da corrente elétrica. *Caderno Brasileiro de Ensino de Física.*, 28, pp. 7 - 26.
- Carrascosa, A. J. (2005). El problema de las concepciones alternativas en la actualidad (Parte II).El cambio de concepciones alternativas. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 2, pp. 388 - 402.
- Carvalho, N. B. (2005). Dificuldade dos alunos na construção de modelos mentais de ligação metálica baseados a analogia “mar de eletrões”. *V Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências*. Universidade Federal de Minas Gerais: Departamento de Química.
- Ciscato, C., Pereira, L. F., & Chemello E. & Proti, P. (2016). *Química Ciscato, Pereira, Chemello e Proti* (1ª edi). São Paulo: Moderna.



- Dagher, Z. R. (1994). Does the use of analogies contribute to conceptual change? *Science Education*, 78, pp. 601 - 614.
- Dias, V. (2013). Educação física. Acessado em 17 de julho de 2018. Disponível em <http://valdineiedf.blogspot.com/2013/05/>
- Driver, R. (1989). Student's conceptions and the learning of science. . *International Journal of Science Education*, 11, pp-481- 490.
- Duarte, M. C. (2005). Analogias na Educação em Ciências Contributos e Desafios. *Investigações em Ensino de Ciências* , 10, pp. 7 - 29.
- Duit, R. (1991). On the role of analogies and metaphors in learning science. *Science Education*, 75, pp. 649 - 672.
- Fernandes, L. C. (2010). Concepções alternativas dos estudantes sobre ligação química. *Experiências em Ensino de Ciências*, 5, pp. 19 - 27.
- Fernandez, C. &. (2006). Conceções dos estudantes sobre ligações química. *Química nova na escola*, 24.
- Ferraz, D. F. (2001). O uso de analogias como recurso didático por professores de biologia no ensino médio. *Revista da Associação Brasileira de Pesquisa em Educação em Ciências (ABRAPEC)*, 3.
- Gil, M. S., & Cardoso, A. C. (1995). *Química 2º volume dinâmica química e transformações da matéria*. (4ª ed.). Coimbra: gráfica de Coimbra.
- Giordan, A. &. (1996). *As origens do saber: das concepções dos aprendentes aos conceitos científicos*. (2ª ed.). Porto Alegre.
- Giordan, A. (1995). Los nuevos modelos de aprendizaje: ¿ mas allá del construtivismo? *Perspectivas*, 25.
- Glynn, S. (1991). Explaining Science Concepts: A Teaching-with-Analogies Model. Em Glynn, S.M., Yeany, R.H. & Britton, B.K. (Eds.). *The Psychology of Learning Science*, (pp. 219 - 240). New Jersey: Lawrence Erlbaum Associate.

- Glynn, S. B.-C. (1989). Analogical Reasoning and Problem Solving in Science Textbooks. Em Glover, J., Ronning, R. & Reynolds, C. (eds). *Handbook of Creativity. Handbook of Creativity*, pp. 383 - 398.
- Goes, L. F. (2016). Concepções e dificuldades de um grupo de professores de química sobre conceitos fundamentais de eletroquímica. . *XVIII Encontro Nacional de Ensino de Química*. . Santa Catarina: departamento de Química da Universidade Federal de Santa Catarina.
- Gondim, M. d. (2006). Concepções alternativas na formação inicial de professores de química: pressuposto para uma reflexão sobre o processo ensino/aprendizagem. Brasília: Instituto Superior de Educação de Brasília.
- Hapkiewicz, A. (1991). Clarifying chemical bonding: Overcoming our misconceptions. *The Science Teacher*, 58, pp. 24 -27.
- Harrison, A. &. (1993). Teaching with Analogies: A Case Study in Grade-10 Optics. *Journal of Research in Science Teaching*, 30, pp. 1291 - 1307.
- Hoffmann, M. B. (2007). Analogias como ferramenta didática no ensino de biologia. *Revista Ensaio*, 9, pp. .21-37 .
- Júnior, W. (2009). Analogias em livros didáticos de química: um estudo das obras aprovadas pelo Plano Nacional do Livro Didático Para o Ensino Médio 2007. *Ciências & Cognição*, 14 (1), , 121-143.
- Martínez, O. J. (1999). Algunas reflexiones sobre las concepciones alternativas. *Enseñanza de las Ciencias*, 17, pp. 93 - 97.
- Milani, D. (2015). Educar para a pluralidade cultural. . *Anais do 1º congresso de iniciação científica Interuniesp*. Monte Alto: Universidade do Estado de São Paulo.
- Milaré, T. (2007.). Ligações iônica e covalente: relações entre as concepções dos estudantes e dos livros de ciências. Santa Catarina: programa de Pós-Graduação Científica e Tecnológica.

Ministério da Educação (2004). *Guia de livros didáticos 2005: Ciências*. (Vol. 4). Brasília.

Ministério da Educação, S. d. (2006). *Orientações Curriculares para o Ensino Médio: Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias*. Brasília: PROSA Produção Editorial Ltda.

Ministério da Educação. 2004. Programa de Física e Química do 10º e 11º ano. Ministério da Educação e Ciência. Acedido em 26 de Agosto de 2018. Disponível em <http://www.dge.mec.pt/programas-e-metas-curriculares/fisico-quimica>.

Ministério da Educação. 2004. Metas curriculares do 3.º ciclo do ensino básico. Ministério da Educação e Ciência. Acedido em 24 de Agosto de 2018. Disponível em [http://www.dge.mec.pt/sites/default/files/ficheiros/eb\\_cfq\\_metas\\_curriculares\\_3c\\_0.pdf](http://www.dge.mec.pt/sites/default/files/ficheiros/eb_cfq_metas_curriculares_3c_0.pdf)

Ministério da Educação. 2004. Metas curriculares de química 12.º ano Ministério da Educação e Ciência. Acedido em 26 de Agosto de 2018. Disponível em [http://www.dge.mec.pt/sites/default/files/Secundario/Documentos/Documents\\_Disciplinas\\_novo/Curso\\_Ciencias\\_Tecnologias/Quimica/metas\\_curriculares\\_quimica\\_12.pdf](http://www.dge.mec.pt/sites/default/files/Secundario/Documentos/Documents_Disciplinas_novo/Curso_Ciencias_Tecnologias/Quimica/metas_curriculares_quimica_12.pdf)

Ministério da Educação Direcção. (2004). Geral de Inovação e de Desenvolvimento Curricular Programa de Química 12º Ano. Acedido em 26 de Agosto de 2018. Disponível em [http://www.dge.mec.pt/sites/default/files/Secundario/Documentos/Programas/quimica\\_12.pdf](http://www.dge.mec.pt/sites/default/files/Secundario/Documentos/Programas/quimica_12.pdf)

Ministério da educação. Departamento do ensino secundário. Programa de Física e Química A Acedido em 26 de Agosto de 2018. Disponível em [http://www.dge.mec.pt/sites/default/files/Secundario/Documentos/Documentos\\_Disciplinas\\_novo/Curso\\_Ciencias\\_Tecnologias/Fisica\\_Quimica\\_A/fisica\\_quimica\\_a\\_11.pdf](http://www.dge.mec.pt/sites/default/files/Secundario/Documentos/Documentos_Disciplinas_novo/Curso_Ciencias_Tecnologias/Fisica_Quimica_A/fisica_quimica_a_11.pdf)

Monteiro, I. &. (2000). Analogias em livros didáticos de química brasileiros destinados ao ensino médio. *Investigações em Ensino de Ciências*, 5, pp. 76 -91.

- Nagem, R. (1997). Expressão e recepção do pensamento humano e sua relação com o processo de ensino e de aprendizagem no campo da ciência e da tecnologia. Imagens, Metáforas e Analogias. *Seminário de metodologias de ensino na área da educação em ciência*, (p. 55). Belo Horizonte: Centro Federal de Educação Tecnológica .
- Nagem, R. L. (2002). Analogias e metáforas no cotidiano do professor. Belo Horizonte: Centro Federal de Educação Tecnológica (CEFET).
- Nagem, R. L. (2003). Analogias e metáforas no cotidiano do professor. . *26ª Reunião Anual de Pós-Graduação e Pesquisa em Educação (ANPEd)*. Poços de Caldas. .
- Newby, T. (1987). Learning Abstract Concepts: The Use of Analogies as a Mediational Strategy. . *Journal of Instructional Development*,, 10, 20 - 26.
- Nicoll, G. (2001). A report of undergraduates' bonding misconceptions. *International Journal of Science Education*, 23, 707730.
- Pernambuco., G. d. (2013). *Parâmetros para a Educação Básica do Estado de Pernambuco: Parâmetros Curriculares de Química – Ensino Médio*. . Obtido em 14 de Agosto de 2018. Disponível em <http://www.educacao.pe.gov.br/portal/?pag=1&cat=36&art=1047>.
- Posada, J. (1993). Concepciones de los alumnos de 15-18 años sobre la estructura interna de la materia en el estado sólido. . *Enseñanza de las Ciencias* , 11, pp. 12 -19.
- Rodrigues, C., Santos, C., miguelote, C. & Santos, P. (2016). *Química 11º Física e Química A*.(2016). Areal editores.
- Russel, J. B. (2000). *Quimica geral* volume 2. (2ª ed.). Pearson Education.
- Salgado, B. G. (2015). El uso de analogias y modelos analógicos en La Enseñanza de la Química de Bachillerato”. Espanha: Universidad de Valladolid. .

- Silva, C. & Pedrosa, J.G. (2013). O uso de analogias e metáforas para o ensino de ciências: instrumentos de mediação no processo de educação afetivo sexual para adolescentes. *IX congreso internacional sobre investigación en didáctica de las ciencias* , pp. 3308 - 3313. Girona.
- Silva, L. P. (2010). As Analogias no Ensino de Química: Uma Investigação de sua Abordagem nos Livros Didáticos de Química do Ensino Médio. *XV Encontro Nacional de Ensino de Química*. Brasília. Instituto de Química da Universidade de Brasília.
- Tignanelli, H. L. (1998.). *Sobre o ensino da astronomia no ensino fundamental*. Weissmann, H. (org.). Porto Alegre: Artmed.
- Treagust, D. D. (1992). Science Teachers' Use of Analogies: Observations from Classroom Practice. *nternational Journal of Science Education*, 14, pp. 414 -418.

## 6. ANEXOS

### 6.1. anexo i - BARALHO QUÍMICO

$K^{1+}$  <b>K</b> Potássio (K/ $K^{1+}$ ) ( $\epsilon = +2,90V$ )	$K^{1+}$  <b>Ag</b> Prata (Ag/ $Ag^{1+}$ ) ( $\epsilon = -0,80V$ )	$Na^{1+}$  <b>Na</b> Sódio (Na/ $Na^{1+}$ ) ( $\epsilon = 2,70V$ )	$zRb^{1+}$  <b>Rb</b> Rubídio (Rb/ $Rb^{1+}$ ) ( $\epsilon = 2,90V$ )
$K^{1+}$	$K^{1+}$	$Na^{1+}$	$Rb^{1+}$
$Cd^{2+}$  <b>Cd</b> Cádmio (Cd/ $Cd^{2+}$ ) ( $\epsilon = 0,40V$ )	$Mg^{2+}$  <b>Mg</b> Magnésio (Mg/ $Mg^{2+}$ ) ( $\epsilon = 2,40V$ )	$Ca^{2+}$  <b>Ca</b> Cálcio (Ca/ $Ca^{2+}$ ) ( $\epsilon = 2,90V$ )	$Sr^{2+}$  <b>Sr</b> Estrôncio (Sr/ $Sr^{2+}$ ) ( $\epsilon = 2,90V$ )
$Cd^{2+}$	$Mg^{2+}$	$Ca^{2+}$	$Sr^{2+}$
$Ra^{2+}$  <b>Ra</b> Rádio (Ra/ $Ra^{2+}$ ) ( $\epsilon = 2,90V$ )	$Ba^{2+}$  <b>Ba</b> Bário (Ba/ $Ba^{2+}$ ) ( $\epsilon = 2,90V$ )	$Fe^{2+}$  <b>Fe</b> Ferro (Fe/ $Fe^{2+}$ ) ( $\epsilon = 0,45V$ )	$Al^{3+}$  <b>Al</b> Alumínio (Al/ $Al^{3+}$ ) ( $\epsilon = 1,70V$ )
$Ra^{2+}$	$Ba^{2+}$	$Fe^{2+}$	$Al^{3+}$

$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{AsO}_3^{3-}$	$\text{AsO}_3^{3-}$	$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{PO}_4^{3-}$
<b>Fe</b> Ferro (Fe/Fe <sup>3+</sup> ) (E=0,04V)		<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup></b> Cromato H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> /Cr <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		<b>AsO<sub>3</sub><sup>3-</sup></b> Arsenato H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> /AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>		<b>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></b> Fosfato H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{AsO}_3^{3-}$	$\text{AsO}_3^{3-}$	$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{PO}_4^{3-}$

$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Ga}^{3+}$	$\text{Ga}^{3+}$	$\text{At}^{1-}$	$\text{At}^{1-}$	$\text{O}^{1-}$	$\text{O}^{1-}$
<b>Cr</b> Crômio (Cr/Cr <sup>3+</sup> ) (E=0,70V)		<b>Ga</b> Gálio (Ga/Ga <sup>3+</sup> ) (E=0,60V)		<b>At</b> Astató (As/As <sup>1-</sup> )		<b>O</b> Oxigênio (O/O <sup>1-</sup> )	
$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Ga}^{3+}$	$\text{Ga}^{3+}$	$\text{At}^{1-}$	$\text{At}^{1-}$	$\text{O}^{1-}$	$\text{O}^{1-}$

$\text{H}^{1-}$	$\text{H}^{1-}$	$\text{F}^{1-}$	$\text{F}^{1-}$	$\text{Cl}^{1-}$	$\text{Cl}^{1-}$	$\text{Br}^{1-}$	$\text{Br}^{1-}$
<b>H</b> Hidrogênio (H/H <sup>1-</sup> )		<b>F</b> Flúor (F/F <sup>1-</sup> )		<b>Cl</b> Cloro (Cl/Cl <sup>1-</sup> )		<b>Br</b> Bromo (Br/Br <sup>1-</sup> )	
$\text{H}^{1-}$	$\text{H}^{1-}$	$\text{F}^{1-}$	$\text{F}^{1-}$	$\text{Cl}^{1-}$	$\text{Cl}^{1-}$	$\text{Br}^{1-}$	$\text{Br}^{1-}$

$\text{I}^-$	$\text{I}^-$	$\text{O}^{2-}$	$\text{O}^{2-}$	$\text{S}^{2-}$	$\text{S}^{2-}$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{CO}_3^{2-}$
<b>I</b> (Iodo) (I/I <sup>1-</sup> )		<b>O</b> Oxigênio (O/O <sup>2-</sup> )		<b>S</b> Enxofre (S/S <sup>2-</sup> )		<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b> Carbonato H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> /CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	
$\text{I}^-$	$\text{I}^-$	$\text{O}^{2-}$	$\text{O}^{2-}$	$\text{S}^{2-}$	$\text{S}^{2-}$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{CO}_3^{2-}$

Se <sup>2-</sup>	Se <sup>2-</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq)	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> (aq)	N <sup>3-</sup>	N <sup>3-</sup>
<b>Se</b> Selênio (Se/Se <sup>2-</sup> )		S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> Tiossulfato H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> / S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> Sulfato H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> /SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		<b>N</b> Nitrogênio (N/N <sup>3-</sup> )	
Se <sup>2-</sup>	Se <sup>2-</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	N <sup>3-</sup>	N <sup>3-</sup>

PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> Fosfito H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>		NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup> NITRATO HNO <sub>3</sub> / NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>		<b>Cu</b> Cobre (Cu/Cu <sup>2+</sup> ) (E=-0,340V)		Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> Dicromato H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> / Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>



## 6.2. anexo ii - GUIÃO DE ENTREVISTA



### GUIÃO DE ENTREVISTA NO PROGRAMA DE MESTRADO NO ENSINO DE FÍSICA E QUÍMICA EM CONTEXTO ESCOLAR.

Nesta esfera, a nossa entrevista será dividida em três partes e terá como foco «Analogias em oxidação-redução».

**Objetivos da entrevista:** investigar a importância/aplicabilidade da analogia desenvolvida, tendo como horizonte o aumento da qualidade do ensino de redox, abordados através de novas analogias (baralho químico) pedagógicas no ensino de redox.

#### **A - Caracterização do respondente e apresentação do tema**

- 1 - Que idade tem?
- 2 - Dá aulas a quanto tempo?
- 3 - Em que escola é docente? (privado, pública ou outra)
- 4 - Já usou analogias em redox? Quais?

#### **B- Discussão das analogias em físico-química.**

- 5 - Já usou analogias em redox? Quais?
- 6 - Qual o grau de compreensão/conceito sobre o tema analogia (elevado/médio/baixo)?
- 6 - Com que grau recorre as analogias durante as aulas (elevado/médio/baixo)?
- 7 - Quais as analogias que mais usa no ensino de físico-química?
  - 7.1 - Quais as vantagens (pontos positivos) dessas analogias?
  - 7.2 - Quais as desvantagens (pontos negativos) dessas analogias?
- 8- Durante a explicação de um determinado assunto, você precisou criar uma analogia própria para explicar o assunto?
  - 8.1 - Qual analogia? Qual foi o alvo/análogo?

8.2 - Qual foi o grau de compreensão da matéria após a utilização da analogia criada? (elevado/médio/baixo)?

8.3 - Quais os pontos positivos e negativos da analogia criada?

9 - Num contexto geral, qual o papel pedagógico das analogias para uma maior clareza no ensino/aprendizagem de físico-química nos dias de hoje?

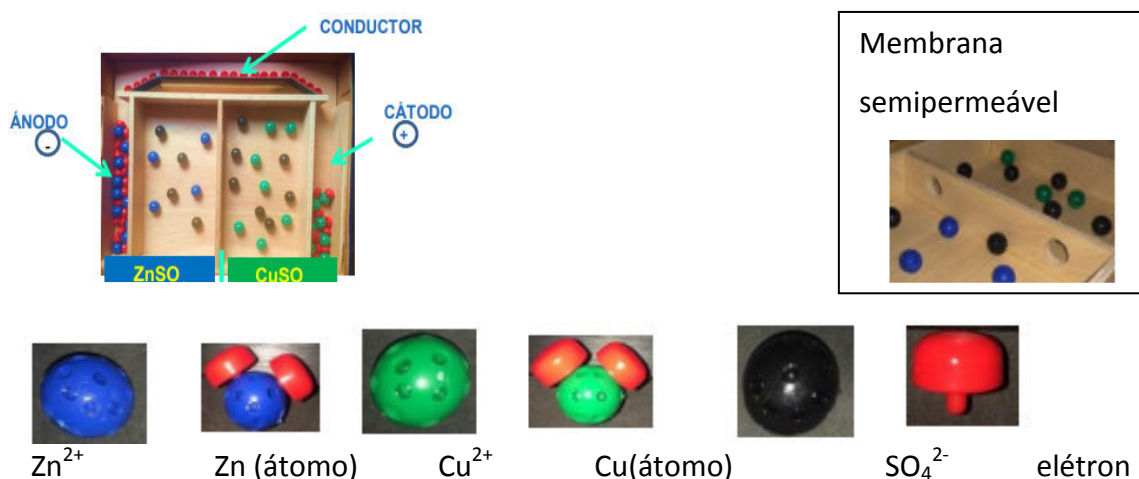
### C- Apresentação das analogias em redox.

10 - Sobre o tema oxidação-redução.

10.1 - Conhece/utiliza alguma analogia para trabalhar oxidação-redução? Se sim, qual?

10.2 - Conhece/utiliza alguma analogia para explicar as equações redox? Se sim, qual?

11 - Nas pesquisas sobre redox, a analogia mais próxima foi a desenvolvida por Salgado (2015). O qual construiu uma pilha com bolhas de bilhar. Mostrando todos os compartimentos (eletrodos), para que o aluno entenda o funcionamento de uma pilha. Como mostra a figura abaixo.



12 - Apresentação da analogia “baralho químico” para os pares redox.

12.1 - Do seu ponto de vista, a analogia pode ser aplicada no ensino de redox?

12.2 - Qual o impacto que a analogia criou, positivo ou negativo?

12.3 - A analogia facilita a compreensão do tema “pares redox”?

12.4 - A analogia facilita na compreensão das palavras oxida, reduz, agente oxidante, agente redutor?

12.5 - Quais os pontos positivos e negativos da analogia?

12.6 - Quais conteúdos além de “redox” poderiam ser explorado pela analogia?

- 12.7 - Qual a dificuldade em trabalhar/construir a analogia?
- 12.8 - Alguma observação que não tenha sido discutida e que ache necessário referir?
- 13 - Apresentação da analogia “baralho químico” para as condições das equações redox
- 13.1 - Do seu ponto de vista, a analogia consegue explicar as condições para que ocorra uma reação redox?
- 13.2 - A analogia para esse “tema”, satisfaz as condições reais das reações redox?
- 13.3 - A analogia facilita na compreensão e na construção da equação química?
- 13.4 - Do seu ponto de vista, a analogia facilita na explicação da formação de oxidações no nosso dia-a-dia, como a formação da ferrugem?
- 13.5 - Alguma observação que não tenha sido discutida e que ache necessário referir?
- 14 – Apresentação da analogia “rebatendo elétrons” para as condições de reações redox.
- 14.1 - Do seu ponto de vista, a analogia consegue atender as condições de formação de pares redox?
- 14.2 - A analogia facilita na compreensão do comportamento do elétron durante a ligação no par redox?
- 14.3 - A analogia facilita na compreensão dos termos oxida, agente oxidante, agente redutor?
- 14.4 - Do seu ponto de vista, a analogia consegue explicar a relação de “dependência” entre oxidação-redução?
- 14.5 - Alguma observação que não tenha sido discutida e que ache necessário referir?
- 15 - Apresentação da analogia “Banco químico” para as condições das reações redox
- 15.1 - Do seu ponto de vista, a analogia consegue atender as condições de formação de pares redox?
- 15.2 - A analogia facilita na compreensão dos termos oxida, agente oxidante, agente redutor?
- 15.3 - Do seu ponto de vista, a analogia consegue explicar a relação de “dependência” entre oxidação-redução?
- 15.4 - Alguma observação que não tenha sido discutida e que ache necessário referir?
- 16 – Quer dizer algo mais sobre analogias em geral e analogias redox, em particular?

### 6.3. anexo III - BARALHO REFORMULADO

$K/K^{1+}$  <b>K</b> Potássio $(K/K^{1+})$ $(E=+2,924V)$	$K/K^{1+}$  <b>K</b> Potássio $(K/K^{1+})$ $(E=+2,924V)$	$Ag/Ag^{1+}$  <b>Ag</b> Prata $(Ag/Ag^{1+})$ $(E=-0,800V)$	$Ag/Ag^{1+}$  <b>Ag</b> Prata $(Ag/Ag^{1+})$ $(E=-0,800V)$	$Na/Na^{1+}$  <b>Na</b> Sódio $(Na/Na^{1+})$ $(E=2,109V)$	$Na/Na^{1+}$  <b>Na</b> Sódio $(Na/Na^{1+})$ $(E=2,109V)$	$Rb/Rb^{1+}$  <b>Rb</b> Rubídio $(Rb/Rb^{1+})$ $(E=2,925V)$	$Rb/Rb^{1+}$  <b>Rb</b> Rubídio $(Rb/Rb^{1+})$ $(E=2,925V)$
$K/K^{2+}$	$K/K^{1+}$	$Ag/Ag^{1+}$	$Ag/Ag^{1+}$	$Na/Na^{1+}$	$Na/Na^{1+}$	$Rb/Rb^{1+}$	$Rb/Rb^{1+}$
$Li/Li^{1+}$	$Li/Li^{1+}$	$Cs/Cs^{1+}$	$Cs/Cs^{1+}$	$Cu/Cu^{+}$	$Cu/Cu^{+}$	$Ti/Ti^{1+}$	$Ti/Ti^{1+}$
<b>Li</b> Lítio $(Li/Li^{1+})$ $(E=2,045V)$	<b>Li</b> Lítio $(Li/Li^{1+})$ $(E=2,045V)$	<b>Cs</b> Césio $(Cs/Cs^{1+})$ $(E=2,923V)$	<b>Cs</b> Césio $(Cs/Cs^{1+})$ $(E=2,923V)$	<b>Cu</b> Cobre $(Cu/Cu^{+})$ $(E=-0,522V)$	<b>Cu</b> Cobre $(Cu/Cu^{+})$ $(E=-0,522V)$	<b>Ti</b> Titânio $(Ti/Ti^{1+})$ $(E=+1,630V)$	<b>Ti</b> Titânio $(Ti/Ti^{1+})$ $(E=+1,630V)$
$Li/Li^{1+}$	$Li/Li^{1+}$	$Cs/Cs^{1+}$	$Cs/Cs^{1+}$	$Cu/Cu^{+}$	$Cu/Cu^{+}$	$Ti/Ti^{1+}$	$Ti/Ti^{1+}$
$Cd/Cd^{2+}$	$Cd/Cd^{2+}$	$Mg/Mg^{2+}$	$Mg/Mg^{2+}$	$Ca/Ca^{2+}$	$Ca/Ca^{2+}$	$Sr/Sr^{2+}$	$Sr/Sr^{2+}$
<b>Cd</b> Cádmio $(Cd/Cd^{2+})$ $(E=0,402V)$	<b>Cd</b> Cádmio $(Cd/Cd^{2+})$ $(E=0,402V)$	<b>Mg</b> Magnésio $(Mg/Mg^{2+})$ $(E=1,180V)$	<b>Mg</b> Magnésio $(Mg/Mg^{2+})$ $(E=1,180V)$	<b>Ca</b> Cálcio $(Ca/Ca^{2+})$ $(E=2,760V)$	<b>Ca</b> Cálcio $(Ca/Ca^{2+})$ $(E=2,760V)$	<b>Sr</b> Estrôncio $(Sr/Sr^{2+})$ $(E=2,890V)$	<b>Sr</b> Estrôncio $(Sr/Sr^{2+})$ $(E=2,890V)$
$Cd/Cd^{2+}$	$Cd/Cd^{2+}$	$Mg/Mg^{2+}$	$Mg/Mg^{2+}$	$Ca/Ca^{2+}$	$Ca/Ca^{2+}$	$Sr/Sr^{2+}$	$Sr/Sr^{2+}$

Ra/Ra <sup>2+</sup>	Ra/Ra <sup>2+</sup>	Ba/Ba <sup>2+</sup>	Ba/Ba <sup>2+</sup>	Fe/Fe <sup>2+</sup>	Fe/Fe <sup>2+</sup>	Al/Al <sup>3+</sup>	Al/Al <sup>3+</sup>
<b>Ra</b> Rádio (Ra/Ra <sup>2+</sup> ) (E=2,900V)		<b>Ba</b> Bário (Ba/Ba <sup>2+</sup> ) (E=2,900V)		<b>Fe</b> Ferro (Fe/Fe <sup>2+</sup> ) (E=0,409V)		<b>Al</b> Alumínio (Al/Al <sup>3+</sup> ) (E=1,660V)	
Ra/Ra <sup>2+</sup>	Ra/Ra <sup>2+</sup>	Ba/Ba <sup>2+</sup>	Ba/Ba <sup>2+</sup>	Fe/Fe <sup>2+</sup>	Fe/Fe <sup>2+</sup>	Al/Al <sup>3+</sup>	Al/Al <sup>3+</sup>

Fe/Fe <sup>3+</sup>	Fe/Fe <sup>3+</sup>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> /Cr <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> /Cr <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> /AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> /AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
<b>Fe</b> Ferro (Fe/Fe <sup>3+</sup> ) (E=0,036V)		<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup></b> Cromato H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> /Cr <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		<b>AsO<sub>3</sub><sup>3-</sup></b> Arsenato H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> /AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>		<b>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></b> Fosfato H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	
Fe/Fe <sup>3+</sup>	Fe/Fe <sup>3+</sup>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> /Cr <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> /Cr <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> /AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> /AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>

Cr/Cr <sup>3+</sup>	Cr/Cr <sup>3+</sup>	Ga/Ga <sup>3+</sup>	Ga/Ga <sup>3+</sup>	As/As <sup>1-</sup>	As/As <sup>1-</sup>	O/O <sup>1-</sup>	O/O <sup>1-</sup>
<b>Cr</b> Crômio (Cr/Cr <sup>3+</sup> ) (E=0,740V)		<b>Ga</b> Gálio (Ga/Ga <sup>3+</sup> ) (E=0,600V)		<b>At</b> Astató (As/As <sup>1-</sup> )		<b>O</b> Oxigênio (O/O <sup>1-</sup> )	
Cr/Cr <sup>3+</sup>	Cr/Cr <sup>3+</sup>	Ga/Ga <sup>3+</sup>	Ga/Ga <sup>3+</sup>	As/As <sup>1-</sup>	As/As <sup>1-</sup>	O/O <sup>1-</sup>	O/O <sup>1-</sup>

H/H <sup>1-</sup>	H/H <sup>1-</sup>	F/F <sup>1-</sup>	F/F <sup>1-</sup>	Cl/Cl <sup>1-</sup>	Cl/Cl <sup>1-</sup>	Br/Br <sup>1-</sup>	Br/Br <sup>1-</sup>
<b>H</b> Hidrogênio (H/H <sup>1-</sup> )		<b>F</b> Flúor (F/F <sup>1-</sup> )		<b>Cl</b> Cloro (Cl/Cl <sup>1-</sup> )		<b>Br</b> Bromo (Br/Br <sup>1-</sup> )	
H/H <sup>1-</sup>	H/H <sup>1-</sup>	F/F <sup>1-</sup>	F/F <sup>1-</sup>	Cl/Cl <sup>1-</sup>	Cl/Cl <sup>1-</sup>	Br/Br <sup>1-</sup>	Br/Br <sup>1-</sup>

I/I <sup>1-</sup>	I/I <sup>1-</sup>	O/O <sup>2-</sup>	O/O <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> /CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> /CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S/S <sup>2-</sup>	S/S <sup>2-</sup>
<b>I</b> (Iodo) (I/I <sup>1-</sup> )		<b>O</b> Oxigênio (O/O <sup>2-</sup> )		<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b> Carbonato H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> /CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		<b>S</b> Enxofre	
I/I <sup>1-</sup>	I/I <sup>1-</sup>	O/O <sup>2-</sup>	O/O <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> /CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> /CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	S/S <sup>2-</sup>	S/S <sup>2-</sup>

Se/Se <sup>2-</sup>	Se/Se <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> /S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> /S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> /SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> /SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	N/N <sup>3-</sup>	N/N <sup>3-</sup>
<b>Se</b> Selênio (Se/Se <sup>2-</sup> )		<b>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup></b> Tiosulfato H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> /S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		<b>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b> Sulfato H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> /SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>		<b>N</b> Nitrogênio (N/N <sup>3-</sup> )	
Se/Se <sup>2-</sup>	Se/Se <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> /S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> /S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> /SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> /SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	N/N <sup>3-</sup>	N/N <sup>3-</sup>

H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	HNO <sub>3</sub> /NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	HNO <sub>3</sub> /NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	Cu/Cu <sup>2+</sup>	Cu/Cu <sup>2+</sup>	H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> /Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> /Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>
<b>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></b> Fosfito		<b>NO<sub>3</sub><sup>1-</sup></b> NITRATO HNO <sub>3</sub> /NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>		<b>Cu</b> Cobre (Cu/Cu <sup>2+</sup> ) (E=-0,340V)		<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup></b> Dicromato H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> /Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> /PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	HNO <sub>3</sub> /NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	HNO <sub>3</sub> /NO <sub>3</sub> <sup>1-</sup>	Cu/Cu <sup>2+</sup>	Cu/Cu <sup>2+</sup>	H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> /Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> /Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>

H/H <sup>-1</sup>	H/H <sup>-1</sup>
<b>H</b> Hidrogenio (H/H <sup>-1</sup> )	
H/H <sup>-1</sup>	H/H <sup>-1</sup>